Editora Bernoulli

QUÍMICA

Volume 04

Sumário - Química

Frente A

07 03 Lei de Hess
Autor: Marcos Raggazzi

08 09 Introdução ao estudo das soluções
Autor: Marcos Raggazzi

Frente B

07 17 Gráficos termocinéticos
Autor: Marcos Raggazzi

08 23 Velocidade instantânea
Autor: Marcos Raggazzi

Frente C

13 31 Reações de oxirredução e NOx
Autor: Marcos Raggazzi

14 37 Ácidos de Arrhenius
Autor: Marcos Raggazzi

15 47 Bases de Arrhenius
Autor: Marcos Raggazzi

16 55 Sais
Autor: Marcos Raggazzi

Frente D

13 65 Isomeria espacial
Autor: Marcos Raggazzi

14 77 Propriedades físicas dos compostos orgânicos
Autores: Ívina Paula
Marcos Raggazzi

15 89 Ácidos e bases de Brönsted-Lowry e de Lewis
Autor: Marcos Raggazzi

16 95 Ácidos e bases orgânicos
Autor: Marcos Raggazzi

QUÍMICA

Lei de Hess

MÓDULO 07 FRENTE A

Segundo a Lei de Hess, a variação de entalpia (ΔH) de uma reação depende, exclusivamente, da entalpia final e da entalpia inicial dos produtos e dos reagentes, respectivamente, seja a reação realizada em uma única etapa ou em várias.

Com base nessa lei, podemos calcular o ΔH de outras reações utilizando alguns artifícios matemáticos.

Exemplo:

$$2C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)}$$

Essa reação possui um ΔH impossível de ser medido experimentalmente, pois não conseguimos parar a reação quando apenas o CO é formado. Normalmente, a reação se prolonga, formando o estado mais oxidado, CO_2.

Entretanto, podemos medir com precisão o ΔH de duas reações, o que, após algumas alterações, nos levará ao cálculo do ΔH da reação inicial. Observe:

1ª Equação: $C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -94,1$ kcal

2ª Equação: $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\Delta H = -135,4$ kcal

Se multiplicarmos a 1ª equação por 2, obteremos:

$2C_{(grafite)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\Delta H = -188,2$ kcal

Agora, invertendo a 2ª equação, obteremos:

$2CO_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$ $\Delta H = +135,4$ kcal

Finalmente, somando as duas equações alteradas:

$2C_{(grafite)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\Delta H = -188,2$ kcal

$2CO_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$ $\Delta H = +135,4$ kcal

---

$2C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)}$ $\Delta H = -52,8$ kcal

Observe que o ΔH da reação proposta foi obtido pela soma das equações e dos seus respectivos calores de reação.

OBSERVAÇÕES

1. Os coeficientes estequiométricos das reações poderão ser multiplicados ou divididos por um determinado valor para alterá-las, a fim de calcular o ΔH da reação problema. Porém, os ΔH das mesmas deverão ser multiplicados pelo mesmo valor.

2. Se a alteração necessitar de uma inversão da equação termoquímica, o "sinal" do ΔH da reação também deverá ser invertido.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG / Adaptado) Os metais alcalinos, ao reagirem com água, produzem soluções dos respectivos hidróxidos e gás hidrogênio.

A tabela a seguir apresenta os dados termoquímicos que permitem a obtenção das equações das reações globais e de seus respectivos ΔH.

Etapa	Processo	ΔH (kcal.mol^{-1})		
		Li	Na	K
Etapa I	$M_{(s)} \rightarrow M_{(g)}$	+159	+107	+89
Etapa II	$M_{(g)} \rightarrow M^+_{(g)} + e^-$	+519	+502	+425
Etapa III	$M^+_{(g)} \rightarrow M^+_{(aq)}$	–967	–849	–767
Etapa IV	$H_2O_{(\ell)} + e^- \rightarrow OH^-_{(aq)} + \frac{1}{2}H_{2(g)}$	+56	+56	+56

1. Considerando os dados dessa tabela, **ESCREVA** a equação balanceada da reação global entre o potássio metálico e a água.

2. **CALCULE** a variação de entalpia para a reação entre o potássio metálico e a água, conforme mostrado no item 1.

02. (PUC Minas) Na estratosfera, os CFCs (provenientes dos propelentes de aerossol) e o gás oxigênio (O_2) absorvem radiação alfa de alta energia e produzem, respectivamente, os átomos de cloro (que têm efeito catalítico para remover o ozônio) e átomos de oxigênio.

Sejam dadas as seguintes equações termoquímicas (25 ºC, 1 atm):

$O_{2(g)} + C\ell_{(g)} \rightarrow C\ell O_{(g)} + O_{(g)}$ $\quad \Delta H_1 = +64$ kcal

$O_{3(g)} + C\ell_{(g)} \rightarrow C\ell O_{(g)} + O_{2(g)}$ $\quad \Delta H_2 = -30$ kcal

O valor da variação de entalpia (ΔH), em kcal, para a reação de remoção do ozônio, representada pela equação a seguir, é igual a

$$O_{3(g)} + O_{(g)} \rightarrow 2O_{2(g)}$$

A) −94.
B) −34.
C) −64.
D) +34.
E) +94.

03. (UFV-MG) O carbeto de tungstênio (WC) é usado em brocas de perfuração de poços de petróleo. A medição experimental do calor de formação do WC é tarefa difícil devido à alta temperatura em que a reação ocorre. Entretanto, o calor de formação do WC pode ser calculado a partir dos calores de combustão das substâncias a seguir:

$W_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \rightarrow WO_{3(s)}$ $\quad \Delta H = -840$ kJ.mol^{-1}

$C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -394$ kJ.mol^{-1}

$WC_{(s)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow WO_{3(s)} + CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -1\,196$ kJ.mol^{-1}

A) **CALCULE** o calor de formação do $WC_{(s)}$.

$$W_{(s)} + C_{(grafite)} \rightarrow WC_{(s)} \qquad \Delta H = ?$$

B) A reação de formação do WC é endotérmica ou exotérmica? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

04. (UNESP–2007) No processo de obtenção de hidrogênio molecular a partir da reforma a vapor do etanol, estão envolvidas duas etapas, representadas pelas equações químicas parciais que se seguem.

$C_2H_5OH_{(g)} + H_2O_{(v)} \rightarrow 4H_{2(g)} + 2CO_{(g)}$ $\quad \Delta H = +238{,}3$ kJ.mol^{-1}

$CO_{(g)} + H_2O_{(v)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -41{,}8$ kJ.mol^{-1}

Considerando 100% de eficiência no processo, **ESCREVA** a equação global e **CALCULE** a variação de entalpia total envolvida na reforma de um mol de etanol, usando a Lei de Hess. **MOSTRE** os cálculos necessários.

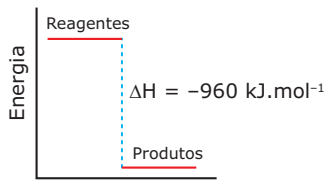
05. (UFVJM-MG–2008) Considere estas equações termoquímicas:

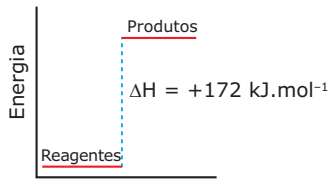
$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -394$ kJ.mol^{-1}

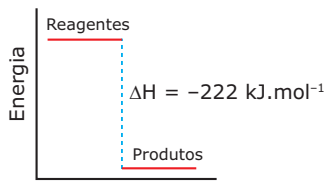
$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\quad \Delta H = -566$ kJ.mol^{-1}

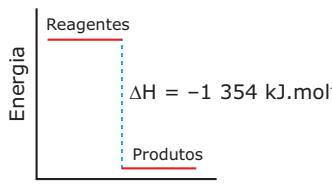
Com base nessas equações, assinale a alternativa que apresenta o **CORRETO** diagrama de energia para a reação representada pela equação

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)}$$

A)


B)


C)


D)


EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (PUC Rio) Aerossóis contêm compostos clorados, como o Freon-11 ($CFC\ell_3$), que, na estratosfera, atuam na remoção da camada de ozônio.

A reação total desse processo é

$$O_{3(g)} + O_{(g)} \rightarrow 2O_{2(g)}$$

As reações a seguir são as etapas da reação total:

$O_{3(g)} + C\ell_{(g)} \rightarrow O_{2(g)} + C\ell O_{(g)}$ $\quad \Delta H^o = -120$ kJ

$C\ell O_{(g)} + O_{(g)} \rightarrow C\ell_{(g)} + O_{2(g)}$ $\quad \Delta H^o = -270$ kJ

Portanto, o ΔH^o da reação de remoção do ozônio é

A) −150 kJ. C) −30 kJ. E) −390 kJ.
B) +150 kJ. D) +390 kJ.

02. (UNESP) São dadas as equações termoquímicas a 25 ºC e a 1 atm:

I. $2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$ $\Delta H_1 = -2\,602$ kJ
(combustão do acetileno)

II. $2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(\ell)}$ $\Delta H_2 = -3\,123$ kJ
(combustão do etano)

III. $H_{2\,(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$ $\Delta H_3 = -286$ kJ
(formação de água)

A) **APLIQUE** a Lei de Hess para a determinação do ΔH da reação de hidrogenação do acetileno, de acordo com a equação $C_2H_{2(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{6(g)}$.

B) **CALCULE** o ΔH da reação de hidrogenação do acetileno.

03. (PUC Minas) O ácido nítrico é uma das substâncias químicas mais utilizadas nas indústrias. O maior consumo de ácido nítrico se dá na fabricação de explosivos como nitroglicerina, dinamite, etc. Considere as seguintes transformações ocorridas na produção de ácido nítrico nas indústrias:

I. $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$ $\Delta H_1 = -286{,}6$ kJ

II. $N_{2(g)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{5(g)}$ $\Delta H_2 = -56{,}0$ kJ

III. $N_2O_{5(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2HNO_{3(\ell)}$ $\Delta H_3 = -76{,}5$ kJ

A entalpia de formação para o ácido nítrico líquido, em kJ, é igual a

A) –209,55.
B) +209,55.
C) –352,85.
D) +352,85.

04. (PUC Minas) Considere as equações termoquímicas, a 25 ºC e a 1 atm:

$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$ $\Delta H_1 = -284{,}0$ kJ.mol^{-1}

$S_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ $\Delta H_2 = -378{,}0$ kJ.mol^{-1}

A variação da entalpia (ΔH), para a oxidação do $SO_{2(g)}$ a $SO_{3(g)}$, é, em kJ.mol^{-1}, igual a

A) –662,0.
B) –94,0.
C) +94,0.
D) +662,0.

05. (UEL-PR–2006) Leia o texto a seguir e responda à questão.
Se o suprimento de ar na câmara de combustão de um motor de automóvel for insuficiente para a queima do n-octano, pode ocorrer a formação de monóxido de carbono, uma substância altamente poluidora do ar atmosférico.

Dados:

$2C_8H_{18(\ell)} + 25O_{2(g)} \rightarrow 16CO_{2(g)} + 18H_2O_{(\ell)}$ $\Delta H^o = -10\,942$ kJ

$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\Delta H^o = -566{,}0$ kJ

Assinale a alternativa que representa, **CORRETAMENTE**, a equação termoquímica de combustão incompleta do n-octano.

A) $2C_8H_{18(\ell)} + 17O_{2(g)} \rightarrow 16CO_{(g)} + 18H_2O_{(\ell)}$
$\Delta H^o = -6\,414$ kJ

B) $2C_8H_{18(\ell)} + 17O_{2(g)} \rightarrow 16CO_{(g)} + 18H_2O_{(\ell)}$
$\Delta H^o = -11\,508$ kJ

C) $2C_8H_{18(\ell)} + 17O_{2(g)} \rightarrow 16CO_{2(g)} + 18H_2O_{(\ell)}$
$\Delta H^o = -6\,414$ kJ

D) $2C_8H_{18(\ell)} + 17O_{2(g)} \rightarrow 16CO_{(g)} + 18H_2O_{(\ell)}$
$\Delta H^o = -10\,376$ kJ

E) $2C_8H_{18(\ell)} + 9O_{2(g)} \rightarrow 16C_{(s)} + 18H_2O_{(\ell)}$
$\Delta H^o = -6\,414$ kJ

06. (UFTM-MG–2011) Células a combustível são dispositivos que geram energia elétrica a partir da reação dos gases hidrogênio e oxigênio do ar. O gás hidrogênio, empregado para essa finalidade, pode ser obtido a partir da reforma catalítica do gás metano, que é a reação catalisada do metano com vapor-d'água, gerando, ainda, monóxido de carbono como subproduto.

Dadas as reações de combustão,

$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ $\Delta H^o = -890$ KJ.mol^{-1}

$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H^o = -284$ kJ.mol^{-1}

$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H^o = -241$ kJ.mol^{-1},

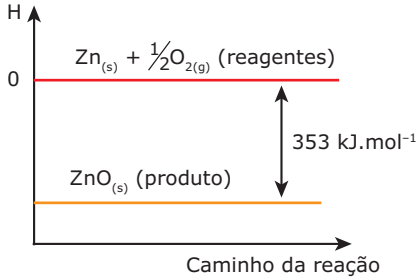
e considerando que seus valores de entalpia não se alteram na temperatura de reação da reforma, pode-se afirmar que a energia envolvida na reforma de um mol de gás metano, em kJ, é igual a

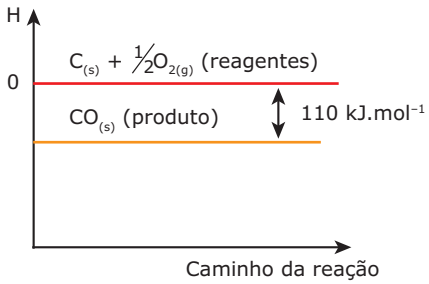
A) +117.
B) +365.
C) +471.
D) –117.
E) –365.

07. (UEL-PR) O zinco metálico é obtido em indústria metalúrgica a partir do óxido de zinco, um minério desse metal, conforme a reação representada pela equação.

$$ZnO_{(s)} + C_{(s)} \rightarrow CO_{(g)} + Zn_{(s)}$$

Analise as figuras a seguir, que fornecem dados para a obtenção de zinco metálico.





Com base nos dados fornecidos, o ΔH da reação de obtenção de $Zn_{(s)}$, em kJ.mol^{-1}, é

A) −463.
B) −453.
C) −353
D) +243.

08. (FUVEST-SP–2006) As reações, em fase gasosa, representadas pelas equações I, II e III, liberam, respectivamente, as quantidades de calor Q_1 J, Q_2 J e Q_3 J, sendo $Q_3 > Q_2 > Q_1$.

I. $2NH_3 + \frac{5}{2}O_2 \rightarrow 2NO + 3H_2O$ $\quad \Delta H_1 = -Q_1$ J
II. $2NH_3 + \frac{7}{2}O_2 \rightarrow 2NO_2 + 3H_2O$ $\quad \Delta H_2 = -Q_2$ J
III. $2NH_3 + 4O_2 \rightarrow N_2O_5 + 3H_2O$ $\quad \Delta H_3 = -Q_3$ J

Assim, a reação representada por

IV. $N_2O_5 \rightarrow 2NO_2 + \frac{1}{2}O_2$ $\quad \Delta H_4$

será

A) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_1)$ J.
B) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_1)$ J.
C) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_2 - Q_3)$ J.
D) endotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_3 - Q_2)$ J.
E) exotérmica, com $\Delta H_4 = (Q_1 - Q_2)$ J.

09. (OBQ) A partir das entalpias das reações dadas a seguir:

$2C_{(grafite)} + 2H_2 \rightarrow C_2H_{4(g)}$ $\quad \Delta H^o = +52{,}0$ kJ
$C_2H_4C\ell_{2(g)} \rightarrow C\ell_{2(g)} + C_2H_{4(g)}$ $\quad \Delta H^o = +116{,}0$ kJ

Podemos concluir que a entalpia molar de formação (em kJ.mol^{-1}) do $C_2H_4C\ell_{2(g)}$ será igual a

A) −64 kJ.mol^{-1}.
B) +64 kJ.mol^{-1}.
C) −168 kJ.mol^{-1}.
D) +168 kJ.mol^{-1}.
E) +220 kJ.mol^{-1}.

10. (Unicamp-SP) Uma das grandes novidades em comunicação é a fibra óptica. Nesta, a luz é transmitida por grandes distâncias sem sofrer distorção ou grande atenuação. Para fabricar fibra óptica de quartzo, é necessário usar sílica de alta pureza, que é preparada industrialmente usando-se uma sequência de reações cujas equações (não balanceadas) estão representadas a seguir:

I. $SiO_{2(s)} + C_{(s)} \rightarrow Si_{(s)} + CO_{2(g)}$
II. $Si_{(s)} + C\ell_{2(g)} \rightarrow SiC\ell_{4(g)}$
III. $SiC\ell_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SiO_{2(s)} + C\ell_{2(g)}$

A) Na obtenção de um tarugo de 300 g de sílica pura, qual a quantidade de energia (em kJ) envolvida? Considere a condição padrão.

Dados de entalpia padrão de formação em kJ.mol^{-1}:
$SiO_{2(s)} = -910$; $CO_{2(g)} = -394$; $SiC\ell_{4(g)} = -657$

B) Com a sílica produzida ($\rho = 2{,}2$ g.cm^{-3}), foi feito um tarugo que, esticado, formou uma fibra de 0,06 mm de diâmetro. **CALCULE** o comprimento da fibra esticada, em metros.

11. (PUC Minas–2009) Em grandes centros urbanos, é possível encontrar uma coloração marrom no ar, decorrente da formação de gás NO_2, devido à reação entre o gás NO, produzido por motores a combustão, e gás oxigênio do ar, de acordo com a seguinte equação:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

Considere as equações termoquímicas, a 25 ºC e a 1 atm:

$\frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)}$ $\quad \Delta H_1 = +90{,}0$ kJ/mol
$\frac{1}{2}N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$ $\quad \Delta H_2 = +34{,}0$ kJ/mol

O valor, em kJ/mol, da variação de entalpia (ΔH) da reação de formação do $NO_{2(g)}$, nos grandes centros urbanos, é

A) −112,0.
B) −56,0.
C) +112,0.
D) +56,0.

12. (FUVEST-SP–2008) Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por

$C_2H_5OH_{(\ell)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(\ell)}$ $\quad \Delta H_1$
$C_2H_5OH_{(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$ $\quad \Delta H_2$

Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de

A) vaporização da água.
B) sublimação do dióxido de carbono.
C) formação da água líquida.
D) formação do etanol líquido.
E) formação do dióxido de carbono gasoso.

13. (UFMS–2008) Dadas as equações termoquímicas a seguir:

$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ $\quad \Delta H = -820\ kJ.mol^{-1}$

$CH_{4(g)} + CO_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + 2H_{2(g)}$ $\quad \Delta H = +206\ kJ.mol^{-1}$

$CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$ $\quad \Delta H = +247\ kJ.mol^{-1}$

CALCULE a variação de entalpia envolvida na reação a seguir, em $kJ.mol^{-1}$ de CH_4. (Caso necessário, aproxime o resultado para o inteiro mais próximo).

$$2CH_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)} + 4H_2O_{(g)} \quad \Delta H = ?$$

14. (UEL-PR–2008) A respiração celular é um processo vital e ocorre por meio de reações químicas. Um exemplo pode ser a conversão da glicose em ácido pirúvico por meio da reação:

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2C_3H_4O_{3(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

glicose ácido pirúvico

Considere as reações a 25 ºC e a 1 atm:

$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H = -2808\ kJ.mol^{-1}$

$C_3H_4O_{3(s)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} \quad \Delta H = -1158\ kJ.mol^{-1}$

Pode-se então afirmar que, na formação do ácido pirúvico a partir de 1 mol de glicose, há

A) liberação de 492 kJ de energia.

B) absorção de 492 kJ de energia.

C) liberação de 1 650 kJ de energia.

D) absorção de 1 650 kJ de energia.

E) liberação de 5 124 kJ de energia.

15. (UFTM-MG–2007) O etanol, C_2H_6O, pode ser obtido a partir da fermentação da sacarose contida no extrato da cana-de-açúcar, importante produto agrícola no Brasil. Nos últimos anos, o aumento da produção do etanol foi impulsionado pelo incremento da frota de carros *flex* (bicombustíveis) no país. A sacarose pode ser hidrolisada por ácidos diluídos ou pela ação da enzima invertase, resultando na glicose e na frutose.

A) Utilizando a Lei de Hess, **CALCULE** o calor da reação de fermentação de um mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em etanol e gás carbônico, a partir das equações das reações de combustão completa da glicose ($\Delta H^o_c = -2\ 808\ kJ.mol^{-1}$) e do etanol ($\Delta H^o_c = -1\ 368\ kJ.mol^{-1}$).

B) **EXPLIQUE** como a invertase influencia na energia de ativação da reação de hidrólise da sacarose.

SEÇÃO ENEM

01. Na manhã de 26 de fevereiro de 1993, na cidade de Paterson, no estado de Nova Jersey, um kuaitiano ajeitou com extremo cuidado um bujão de plástico azul, do tamanho de um barril de chope, no compartimento de carga de uma van. Essa seria a última peça de um carregamento mortífero, que incluía uma bomba caseira de mais de 700 quilos. Horas depois, aquele veículo alugado por um egípcio com documentos falsos explodiria na garagem do World Trade Center, provocando a morte de seis pessoas e ferimentos em outras mil. Só não conseguiram cumprir a tarefa de demolir as duas torres principais daquele complexo de escritórios. Dentro do plástico estavam estocados cerca de 50 quilos de cianeto (sal do ácido cianídrico), que, se ganhassem a atmosfera, poderiam ter matado muito mais gente do que as que padeceram. Essa tragédia só não aconteceu porque o arremedo de bomba química era muito rústico, e o cianeto queimou todo na explosão. Somente agora, oito anos depois do ataque, agentes de inteligência dos Estados Unidos estão admitindo esse detalhe importante.

ISTOÉ. n. 1 670, 3 out. 2001 (Adaptação).

Considerando-se que o sal de ácido cianídrico utilizado no atentado ao WTC é o cianeto de sódio e baseando-se nas informações contidas nas equações termoquímicas a seguir:

Eq. 1 $2NaCN_{(s)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_{(s)} + 2CO_{(g)} + 2NO_{(g)}$

$\Delta H_1 = -320,0\ kJ$

Eq. 2 $NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$

$\Delta H_2 = -170,0\ kJ$

Eq. 3 $CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

$\Delta H_3 = -282,7\ kJ$

Eq. 4 $2NaCN_{(s)} + \frac{9}{2}O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_{(s)} + 2CO_{2(g)} + 2NO_{2(g)}$

$\Delta H_4 = ?$

A energia liberada pela combustão de toda a massa de cianeto de sódio utilizada no primeiro atentado ao WTC, representada por ΔH_4, é aproximadamente igual a

Dado: $M(NaCN) = 49\ g.mol^{-1}$

A) 120 000 kJ.

B) 240 000 kJ.

C) 560 000 kJ.

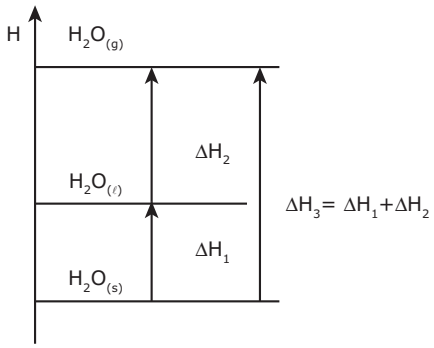
D) 625 000 kJ.

E) 1 400 000 kJ.

02. A Lei de Hess pode ser enunciada da seguinte forma:

Quando um processo ocorre em etapas, seu ΔH é igual à soma dos ΔH das respectivas etapas.

Pode-se aplicar a Lei de Hess para calcular o calor de sublimação da água (ΔH_3) a partir de seus calores de fusão (ΔH_1) e de vaporização (ΔH_2) a uma determinada temperatura e pressão, o que pode ser demonstrado graficamente:



Independentemente do caminho escolhido, partindo da água sólida e chegando à água gasosa, passando pelo estado líquido (caminho 1) ou diretamente (caminho 2), tem-se o mesmo valor de ΔH:

Caminho 1: $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

Caminho 2: $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ ΔH_3

Graficamente: $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$

Portanto, demonstrou-se que, numericamente, o ΔH de um processo independe do caminho escolhido para a sua realização.

A mais importante utilidade prática da Lei de Hess é ser o único método que permite, a partir de outros valores de variações de entalpia, o cálculo do calor de processos

A) físicos e químicos, independentemente de eles serem elementares ou ocorrerem em etapas.

B) de sublimação de substâncias conhecendo-se apenas os seus respectivos calores de fusão e de vaporização.

C) físicos e químicos a partir da manipulação matemática de dados experimentais previamente obtidos.

D) como a sublimação da água, que não ocorrem nas condições de temperatura e pressão ambientes.

E) de mudanças de fases a partir de dados extraídos de curvas de aquecimento do tipo temperatura *versus* calor fornecido.

GABARITO

Fixação

01. 1. $K_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + \frac{1}{2}H_{2(g)}$
    2. $\Delta H = -197\ kJ.mol^{-1}$ de $K_{(s)}$
02. A
03. A) $\Delta H_f(WC) = -38\ kJ.mol^{-1}$
    B) Exotérmica, $\Delta H < 0$.
04. $C_2H_5OH_{(g)} + 3H_2O_{(v)} \rightarrow 6H_{2(g)} + 2CO_{2(g)}$
    $\Delta H = +154,7\ kJ.mol^{-1}$
05. C

Propostos

01. E
02. A) Dividir a equação I por 2, inverter e dividir a equação II por 2, multiplicar a equação III por 2.
    B) $\Delta H = -311,5$ kJ
03. A
04. B
05. A
06. A
07. D
08. D
09. A
10. A) 1 970 kJ
    B) $4,83x10^4$ m
11. B
12. A
13. $\Delta H = -584\ kJ.mol^{-1}$
14. A
15. A) $\Delta H = -72\ kJ.mol^{-1}$ de glicose
    B) A invertase atua como catalisador, diminuindo a energia de ativação dessa reação de hidrólise.

Seção Enem

01. D
02. D

QUÍMICA

Introdução ao estudo das soluções

MÓDULO 08 FRENTE A

Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.

Diversas soluções fazem parte de nossa vida: o soro fisiológico, o ouro 18 quilates, o ar atmosférico (isento de partículas de poeira), os refrigerantes, etc.

Chama-se solvente o componente de uma solução que é encontrado em maior quantidade. Já o componente que se encontra em menor quantidade é denominado soluto.

CARACTERÍSTICAS DAS SOLUÇÕES

- Quanto ao tamanho médio das partículas do soluto ⇒ até 1 nm*.
- Quanto à natureza das partículas ⇒ íons ou moléculas.
- Quanto à sedimentação ⇒ não sedimentam (até em ultracentrífugas).
- Quanto à separação por filtração ⇒ não há a separação do soluto e do solvente por esse processo mecânico (em qualquer tipo de filtro).

CLASSIFICAÇÃO

Quanto à natureza do soluto

Soluções iônicas (eletrolíticas)

O soluto é formado por íons ou por uma mistura de íons com moléculas.

Esse tipo de solução é obtido por dissolução de ácidos, bases ou sais em água, ou seja, substâncias iônicas ou moleculares que sofrem ionização**.

A característica principal de uma solução iônica é a propriedade de condução de corrente elétrica. Um bom exemplo é a solução líquida encontrada em baterias de automóveis, em que existe ácido sulfúrico (H_2SO_4) dissolvido em água.

Soluções moleculares (não eletrolíticas)

Soluções em que o soluto é constituído somente de moléculas, que, após a dissolução, não sofrem o processo de ionização.

Como essas soluções não possuem íons disseminados no solvente, elas não podem conduzir corrente elétrica. Um bom exemplo desse tipo de solução é a mistura de água e açúcar (sacarose).

Quanto aos estados de agregação de seus componentes

Solução	Solvente	Soluto	Exemplo
Gasosa	Gasoso	Gasoso	Ar atmosférico filtrado
Líquida	Líquido	Gasoso	Refrigerante
		Líquido	Álcool combustível (água e etanol)
		Sólido	Soro glicosado
Sólida	Sólido	Gasoso	Platina e gás hidrogênio
		Líquido	Amálgama dentária (mistura de chumbo e mercúrio)
		Sólido	Latão (mistura de zinco e cobre no estado fundido)

Quanto à quantidade de soluto em relação ao solvente

No nosso dia a dia, usamos expressões como "café fraco" e "café forte". Quando as utilizamos, estamos dizendo que, no primeiro caso, a quantidade de soluto (pó dissolvido) é pequena em relação à quantidade de solvente. Entretanto, no segundo caso, a quantidade de soluto é elevada em relação ao solvente.

Classificamos o "café fraco" como sendo uma solução diluída em comparação ao "café forte", solução concentrada.

Solução diluída: Solução em que a quantidade de soluto é pequena quando comparada com a quantidade de solvente.

Solução concentrada: Solução em que a quantidade de soluto é elevada quando comparada com a quantidade de solvente.

** 1 nm ⇒ nanômetro = 10^{-9} m.*

*** Ionização ⇒ processo em que há a quebra de uma ou mais ligações de uma molécula, originando íons.*

COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

As classificações diluída e concentrada não são científicas, porque o fato de uma pessoa considerar um café "forte" não impede que outra o considere "fraco" e vice-versa.

Dessa forma, foi necessário criar um conceito científico claro e muito bem definido para expressar a relação entre as quantidades de soluto e solvente. O conceito que expressa bem esse tipo de relação soluto / solvente é o coeficiente de solubilidade.

Coeficiente de solubilidade (C.S.) ⇒ É a quantidade máxima de soluto que uma quantidade padrão de solvente consegue dissolver a uma dada temperatura.

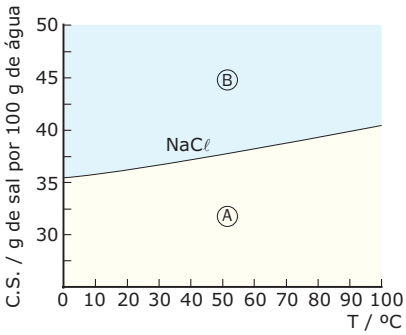
Exemplo:

39,8 g de NaCℓ/100 g de H_2O (100 ºC)

Isso significa que, na temperatura de 100 ºC, 100 g de água conseguem dissolver, no máximo, 39,8 g de NaCℓ.

O coeficiente de solubilidade depende pouco da pressão em solução líquida, porém a sua dependência da temperatura, para qualquer tipo de solução, é tão grande que podemos expressá-la por um gráfico denominado curva de solubilidade.

Curva de solubilidade do NaCℓ



Ⓐ *Região que corresponde a soluções insaturadas*
Ⓑ *Região que corresponde a soluções supersaturadas*

Temperatura / ºC	Concentração (g de NaCℓ/100 g de H_2O)
0	35,7
10	35,8
20	36,0
30	36,3
40	36,6
50	37,0
60	37,3
70	37,8
80	38,4
90	39,0
100	39,8

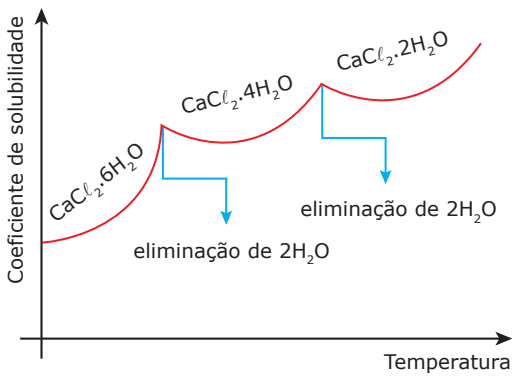
O aumento de temperatura provoca um aumento na massa de NaCℓ dissolvida em 100 g de H_2O.

Quando o aumento de temperatura aumenta o coeficiente de solubilidade, dizemos que a dissolução do soluto é endotérmica. Quando o aumento da temperatura diminui o coeficiente de solubilidade, a dissolução é exotérmica.

A partir do valor do coeficiente de solubilidade e da concentração da solução, podemos classificar as soluções em insaturadas, saturadas ou supersaturadas, dependendo da quantidade de soluto dissolvido no solvente.

Quando se trata de sais hidratados, a curva de solubilidade apresenta pontos de inflexão que representam uma mudança na estrutura do soluto. Essa mudança corresponde à eliminação da água de hidratação que interagia com os íons do soluto.

O $CaC\ell_2.6H_2O$ possui, em sua rede cristalina, 6 mol de moléculas de água de hidratação para cada mol de $CaC\ell_2$. O aquecimento de uma solução aquosa de $CaC\ell_2.6H_2O$ gerará dois pontos de inflexão que correspondem à eliminação de moléculas de água de hidratação.



Solução insaturada (não saturada)

Insaturada é toda solução que possui uma quantidade de soluto dissolvido inferior ao coeficiente de solubilidade.

Exemplo:

Solução aquosa contendo 25,0 g de NaCℓ dissolvidos em 100 g de água a 20 ºC. A análise da curva de solubilidade do NaCℓ admite a dissolução de 36,0 g de NaCℓ a 20 ºC, ou seja, 11,0 g a mais do que a massa dissolvida.

Solução saturada

Saturada é toda solução que possui uma quantidade de soluto dissolvido exatamente igual ao coeficiente de solubilidade.

Exemplo:

Solução aquosa contendo 37,8 g de NaCℓ dissolvidos em 100 g de água a 70 ºC. A análise da curva de solubilidade do NaCℓ não admite a dissolução de qualquer quantidade adicional de soluto a 70 ºC.

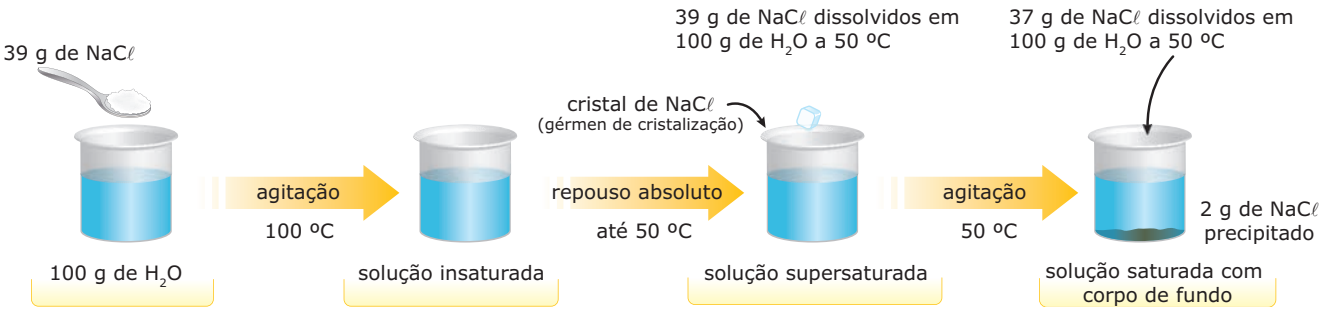
Solução supersaturada

Supersaturada é toda solução metaestável que possui uma quantidade de soluto dissolvido superior ao coeficiente de solubilidade, porém a quantidade adicional ainda continua dissolvida.

Exemplo:

Solução aquosa contendo 39,0 g de NaCℓ dissolvidos em 100 g de água a 50 ºC.

Como obter uma solução supersaturada:


39 g de NaCℓ
agitação
100 ºC
39 g de NaCℓ dissolvidos em 100 g de H2O a 50 ºC
cristal de NaCℓ (gérmen de cristalização)
repouso absoluto
até 50 ºC
37 g de NaCℓ dissolvidos em 100 g de H2O a 50 ºC
agitação
50 ºC
2 g de NaCℓ precipitado
100 g de H2O
solução insaturada
solução supersaturada
solução saturada com corpo de fundo

Solução saturada com corpo de fundo

Pode-se também agitar ou adicionar um único cristal ou um gérmen de cristalização à solução supersaturada e ela tornar-se-á uma solução saturada com corpo de fundo. O excedente, que antes se encontrava dissolvido, precipita, indo para o fundo do recipiente.

Exemplo:

Solução aquosa contendo 39,0 g de NaCℓ dissolvidos em 100 g de água a 50 ºC. Nesse sistema, 2 g de NaCℓ encontram-se em excesso e formam o corpo de fundo.

A SOLUBILIDADE DOS GASES NOS LÍQUIDOS

A solubilidade de um gás diminui à medida que a solução é aquecida e / ou a pressão sobre ela diminui. Isso explica por que ocorre o derramamento de refrigerante quando retiramos a tampa da garrafa. Neste exato instante, a pressão diminui e o gás se desprende do líquido.

Portanto,

• Aumento de temperatura do sistema
• Diminuição da pressão do sistema

↓

Diminuição da quantidade de gás dissolvido no líquido

MECANISMO DE DISSOLUÇÃO

Quando um soluto é dissolvido em um solvente, há o aumento do grau de desordem do sistema (aumento da entropia), o que leva a uma diminuição da energia livre do sistema e a um aumento de sua estabilidade. Dessa forma, as dissoluções de um soluto em um solvente são, termodinamicamente, favoráveis devido ao aumento da entropia do sistema.

Contudo, nem toda dissolução é espontânea. Para que uma dissolução ocorra, algumas interações solvente-solvente e soluto-soluto devem ser substituídas por interações soluto-solvente. Se essas novas interações forem mais intensas (mais estáveis) do que as interações originais, a dissolução é espontânea. Nessas dissoluções, há uma redução de energia do sistema, pois o mesmo fica mais estável. A energia excedente é liberada para o meio na forma de calor e a dissolução é classificada como exotérmica.

$$C_2H_6O_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow C_2H_6O_{(aq)} \qquad \Delta H < 0$$

As dissoluções em que as interações soluto-solvente são muito menos intensas (menos estáveis) do que as interações soluto-soluto e solvente-solvente são não espontâneas e dizemos que o soluto é insolúvel no solvente. Entretanto, alguns solutos são solúveis em um determinado solvente, mesmo possuindo as interações soluto-solvente menos intensas (menos estáveis) do que as interações soluto-soluto e solvente-solvente. Nessas dissoluções, há um aumento da energia potencial do sistema, que é compensado pela redução de energia devido ao aumento da entropia. Essas dissoluções absorvem uma pequena quantidade de calor do meio devido ao aumento da energia potencial e, consequentemente, diminuição da energia cinética do sistema, sendo levemente endotérmicas.

$$NaNO_{2(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow NaNO_{2(aq)} \qquad \Delta H > 0$$

Regra de solubilidade

Existe uma regra para prever se haverá a dissolução de um soluto em um determinado solvente. Essa regra é conhecida como Regra dos Semelhantes.

Segundo essa regra, se um soluto

- é polar ou iônico, ele é solúvel em um solvente polar como a água;
- é apolar, ele é solúvel em um solvente apolar, como o tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$).

Contudo, essa regra possui muitas exceções:

- alguns sais são insolúveis em água, como o $PbSO_4$;
- os gases atmosféricos apolares CO_2, N_2 e O_2 são solúveis em água;
- alcoóis de cadeia carbônica longa (com mais de 10 átomos de carbono) são compostos polares devido à presença do grupo hidroxila, mas são insolúveis em água.

Portanto, essa regra deve ser utilizada com muito cuidado.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG–2006) Sabe-se que o cloreto de sódio pode ser obtido a partir da evaporação da água do mar. Analise o quadro, em que estão apresentadas a concentração de quatro sais em uma amostra de água do mar e a respectiva solubilidade em água a 25 ºC.

Sal	Concentração (g/L)	Solubilidade em água (g/L)
$NaC\ell$	29,7	357
$MgC\ell_2$	3,32	542
$CaSO_4$	1,80	2,1
NaBr	0,55	1 160

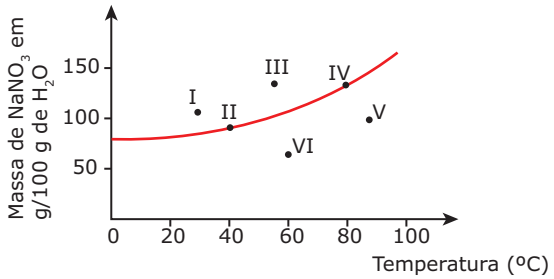
Considerando-se as informações desse quadro, é **CORRETO** afirmar que, na evaporação dessa amostra de água de mar a 25 ºC, o primeiro sal a ser precipitado é o

A) NaBr.
B) $CaSO_4$.
C) $NaC\ell$.
D) $MgC\ell_2$.

02. (Unimontes-MG–2009) Em algumas circunstâncias, pode-se preparar soluções com mais ou menos soluto do que o necessário para preparar uma solução saturada, a uma dada temperatura. A solubilidade do sulfato de cobre (II), a 20 ºC, é cerca de 21 g por 100 g de água. Se uma solução foi preparada pela adição de 2,5 g desse sal a 10 g de água, a solução é, a 20 ºC,

A) insaturada.
B) supersaturada.
C) saturada.
D) heterogênea.

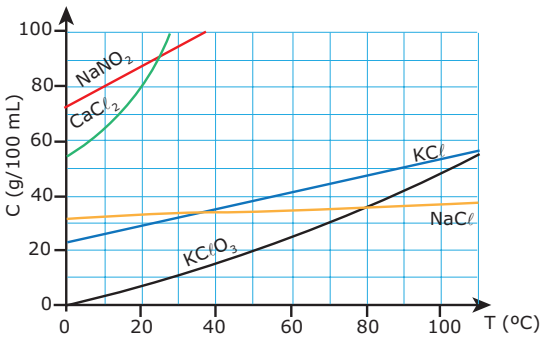
03. (UFMG) Seis soluções aquosas de nitrato de sódio, $NaNO_3$, numeradas de I a VI, foram preparadas, em diferentes temperaturas, dissolvendo-se diferentes massas de $NaNO_3$ em 100 g de água. Em alguns casos, o $NaNO_3$ não se dissolveu completamente. Este gráfico representa a curva de solubilidade de $NaNO_3$, em função da temperatura, e seis pontos, que correspondem aos sistemas preparados:



A partir da análise desse gráfico, é **CORRETO** afirmar que os dois sistemas em que há precipitado são

A) I e II. B) I e III. C) IV e V. D) V e VI.

04. (PUC Minas–2009) O gráfico representa as curvas de solubilidade de alguns sais em água.



De acordo com o gráfico, podemos concluir que

A) a substância mais solúvel em água, a 40 ºC, é o nitrito de sódio.
B) a temperatura não afeta a solubilidade do cloreto de sódio.
C) o cloreto de potássio é mais solúvel que o cloreto de sódio à temperatura ambiente.
D) a massa de clorato de potássio capaz de saturar 200 mL de água, a 30 ºC, é de 20 g.

05. (UFPI) Em regiões mais áridas do Nordeste, os pescadores preferem os horários mais frios do dia para pescar. De fato, nesses períodos, a pesca é mais farta, porque os peixes vão à superfície em busca de oxigênio (O_2). A maior concentração de O_2 na superfície, nos períodos mais frios, explica-se pelo fato de a

A) redução na temperatura aumentar a solubilidade de gases em líquidos.
B) redução na temperatura aumentar a constante de dissociação da água.
C) elevação no número de moles de O_2 ocorrer com a redução da pressão.
D) solubilidade de gases em líquidos independer da pressão.
E) elevação na temperatura reduzir a energia de ativação da reação de redução do oxigênio.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (FMTM-MG) A tabela apresenta a solubilidade do KNO_3 e do $CsNO_3$ em água.

Temperatura	g KNO_3/100 g H_2O	g $CsNO_3$/100 g H_2O
20 ºC	31,6	23,0
70 ºC	138,0	107,0

Em 100 g de uma amostra contendo partes iguais de KNO_3 e de $CsNO_3$, foram adicionados 50 g de água a 70 ºC. Após resfriamento até 20 ºC, coletou-se o sólido cristalizado. Considerando-se que a solubilidade de um sal não é afetada pela presenção de outro sal, pode-se afirmar que se cristalizaram

A) 18,4 g de KNO_3 e 27,0 g de $CsNO_3$.
B) 34,2 g de KNO_3 e 38,5 g de $CsNO_3$.
C) 53,2 g de KNO_3 e 42,0 g de $CsNO_3$.
D) 68,4 g de KNO_3 e 77,0 g de $CsNO_3$.
E) 106,4 g de KNO_3 e 84,0 g de $CsNO_3$.

02. (UFPE) A solubilidade do oxalato de cálcio a 20 ºC é de 33,0 g por 100 g de água. Qual a massa, em gramas, de CaC_2O_4 depositada no fundo do recipiente quando 100 g de $CaC_2O_{4(s)}$ são adicionados em 200 g de água a 20 ºC?

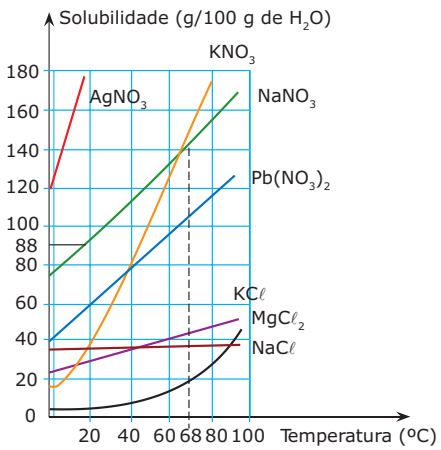
03. (FUVEST-SP) Quatro tubos contêm 20 mL (mililitros) de água cada um. Coloca-se, nesses tubos, dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$) nas seguintes quantidades:

Massa de $K_2Cr_2O_7$ / g	
Tubo A	1,0
Tubo B	3,0
Tubo C	5,0
Tubo D	7,0

A solubilidade do sal, a 20 ºC, é igual a 12,5 g por 100 mL de água. Após agitação, em quais dos tubos coexistem, nessa temperatura, solução saturada e fase sólida?

A) Em nenhum.
B) Apenas em D.
C) Apenas em C e D.
D) Apenas em B, C e D.
E) Em todos.

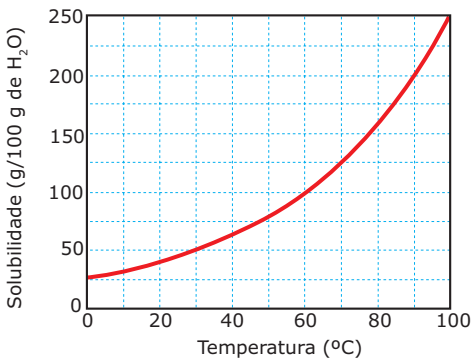
04. (FTB-DF) O gráfico a seguir representa as curvas de solubilidade de várias substâncias.



Com base no gráfico, é **CORRETO** afirmar que

A) a 0 ºC o KCℓ é menos solúvel em água que o KNO_3.
B) o KCℓ e o NaCℓ apresentam sempre a mesma solubilidade em qualquer temperatura.
C) a solubilidade de todos os sais representados no gráfico aumenta com a elevação da temperatura.
D) a entalpia de solubilização do KCℓ é negativa, ou seja, a dissolução de KCℓ é exotérmica.
E) a 20 ºC o $MgC\ell_2$ apresenta a maior solubilidade entre todos os sais representados no gráfico.

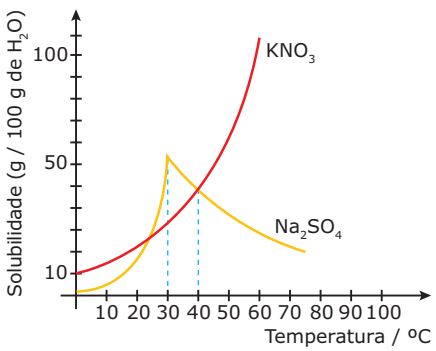
05. (UFV-MG–2007) A solubilidade do nitrato de potássio (KNO_3), em função da temperatura, é representada no gráfico a seguir:



De acordo com o gráfico, assinale a alternativa que indica **CORRETAMENTE** a massa de KNO_3, em gramas, presente em 750 g de solução, na temperatura de 30 ºC.

A) 250 B) 375 C) 150 D) 100 E) 500

06. (PUC Minas) Considere o gráfico de solubilidade de substâncias a seguir:



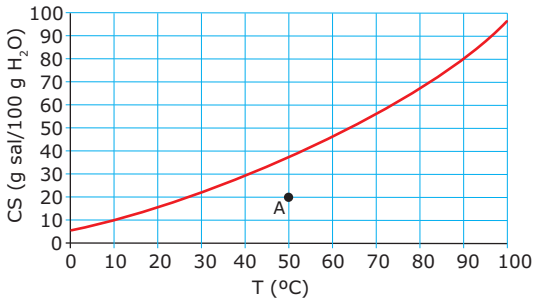
Assinale a afirmativa **INCORRETA.**

A) No intervalo de temperatura de 30 ºC a 100 ºC, há diminuição da solubilidade do Na_2SO_4.
B) Na temperatura de 40 ºC, o KNO_3 apresenta a mesma solubilidade do Na_2SO_4.
C) Na temperatura de 20 ºC, o Na_2SO_4 é mais solúvel que o KNO_3.
D) A solubilidade do KNO_3 na temperatura de 0 ºC é igual a 10 g KNO_3 / 100 g H_2O.

(FGV-SP–2010)

Instrução: Observe o gráfico para responder às questões de números **07** e **08**.

O gráfico mostra a curva de solubilidade do sal dicromato de potássio em água.



07. A solução indicada pelo ponto A e o tipo de dissolução do dicromato de potássio são denominadas, respectivamente,

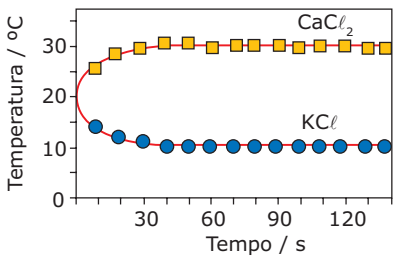
A) insaturada e endotérmica.
B) insaturada e exotérmica.
C) saturada e endotérmica.
D) supersaturada e endotérmica.
E) supersaturada e exotérmica.

08. Uma solução aquosa de dicromato de potássio, quando resfriada a 40 ºC, formou 240 g de sal cristalizado. Se essa mesma solução fosse resfriada a 10 ºC, teria formado 340 g de sal cristalizado. Considerando-se que a cristalização é completa nas temperaturas examinadas, pode-se afirmar que a massa dessa solução de dicromato de potássio é igual a

A) 1 000 g.
B) 950 g.
C) 890 g.
D) 800 g.
E) 315 g.

09. (UFMG–2008) Numa aula, no laboratório de Química, os alunos prepararam, sob supervisão do professor, duas soluções aquosas, uma de cloreto de potássio, KCℓ, e uma de cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$.

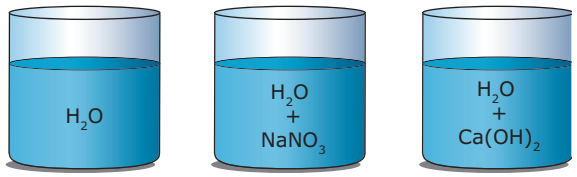
Após observarem a variação da temperatura em função do tempo, durante o preparo de cada uma dessas soluções, os alunos elaboraram este gráfico:



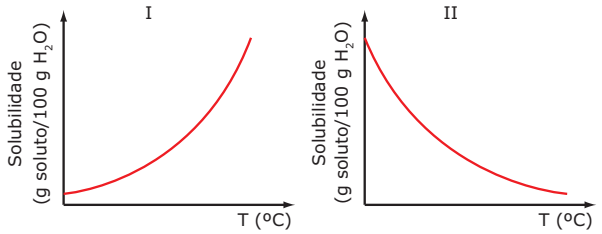
Considerando-se as informações fornecidas por esse gráfico e outros conhecimentos sobre o assunto, é **CORRETO** afirmar que

A) a dissolução do $CaC\ell_2$ diminui a energia cinética média das moléculas de água.
B) a dissolução do KCℓ é um processo exotérmico.
C) a entalpia de dissolução do $CaC\ell_2$ é maior que zero.
D) a solubilidade do KCℓ aumenta com o aumento da temperatura.

10. (FMTM-MG) A dissolução de uma substância em água pode ocorrer com absorção ou liberação de calor. O esquema apresenta as temperaturas da água destilada e das soluções logo após as dissoluções do nitrato de sódio e hidróxido de cálcio em água destilada.



Os gráficos a seguir representam as curvas de solubilidade para as duas substâncias consideradas.



Quanto ao calor liberado ou absorvido na dissolução, ao calor de dissolução (H_{diss}) e à curva de solubilidade, assinale a alternativa que apresenta as propriedades que correspondem, respectivamente, à dissolução do nitrato de sódio e à do hidróxido de cálcio em água.

A) Endotérmica; $H_{diss}>0$; curva I.
Exotérmica; $H_{diss}<0$; curva II.

B) Endotérmica; $H_{diss}>0$; curva II.
Exotérmica; $H_{diss}<0$; curva I.

C) Exotérmica; $H_{diss}>0$; curva I.
Endotérmica; $H_{diss}<0$; curva II.

D) Exotérmica; $H_{diss}<0$; curva I.
Endotérmica; $H_{diss}>0$; curva II.

E) Exotérmica; $H_{diss}>0$; curva II.
Endotérmica; $H_{diss}<0$; curva I.

11. (UFES) Ao se adicionar cloreto de amônio a uma certa quantidade de água a 25 ºC, observa-se um resfriamento na solução. Com base nessa informação, pode-se afirmar:

A) O processo é exotérmico e a solubilidade do $NH_4C\ell$ aumenta com o aumento da temperatura.
B) O processo é endotérmico e a solubilidade do $NH_4C\ell$ aumenta com o aumento da temperatura.
C) O processo é exotérmico e a solubilidade do $NH_4C\ell$ diminui com o aumento da temperatura.
D) O processo é endotérmico e a solubilidade do $NH_4C\ell$ diminui com o aumento da temperatura.
E) O processo é endotérmico e a solubilidade do $NH_4C\ell$ independe da temperatura.

12. (PUC Rio) A solubilização do oxigênio, em água, é um processo exotérmico. Assim, (I) o que deve acontecer com o teor de oxigênio dissolvido na água, quando a temperatura do dia aumenta? (II) Por outro lado, supondo uma mesma temperatura e duas cidades diferentes, como Rio de Janeiro (nível do mar) e Teresópolis (alto de uma serra), em qual a água teria um maior teor de oxigênio dissolvido?

A) (I) Aumenta; (II) Rio de Janeiro.
B) (I) Diminui; (II) Rio de Janeiro.
C) (I) Aumenta; (II) Igual para ambas as cidades.
D) (I) Diminui; (II) Teresópolis.
E) (I) Aumenta; (II) Teresópolis.

13. (Fei-SP) A tabela a seguir fornece as solubilidades do KCℓ e do Li_2CO_3 a várias temperaturas.

Temperatura / ºC	Solubilidade g/100 g H_2O	
	KCℓ	Li_2CO_3
0	27,6	0,154
10	31,0	0,143
20	34,0	0,133
30	37,0	0,125
40	40,0	0,117
50	42,0	0,108

Assinale a alternativa **INCORRETA.**

A) A dissolução do KCℓ em água é endotérmica.
B) A massa de KCℓ capaz de saturar 50 g de água, a 40 ºC, é 20 g.
C) Ao se resfriar de 50 ºC até 20 ºC, uma solução que contém, inicialmente, 108 mg de Li_2CO_3 em 100g de água, haverá precipitação de 25 mg de Li_2CO_3.
D) A mistura formada pela adição de 154 mg de Li_2CO_3, em 100 g de H_2O, a 0 ºC, é saturada.
E) A solubilidade de Li_2CO_3 aumenta com a diminuição da energia cinética média das moléculas do solvente.

14. (PUC Minas) A tabela a seguir fornece as solubilidades do KNO_3 e do $Ce_2(SO_4)_3$ a várias temperaturas.

Temperatura (ºC)	Solubilidade do KNO_3 (g/100 g H_2O)	Solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ (g/100 g H_2O)
0	13,0	19,0
10	18,0	14,2
20	30,0	10,0
30	46,0	8,6
40	64,0	6,5
50	85,0	4,3
60	108,0	2,5

Assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) A dissolução do KNO_3 em água é endotérmica.
B) O aquecimento diminui a solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ em água.
C) A massa de KNO_3 capaz de saturar 50 g de água, a 20 ºC, é 60 g.
D) Uma solução saturada de KNO_3, ao ser resfriada de 50 ºC para 20 ºC, produz depósito da ordem de 55 g.
E) A 10 ºC, a solubilidade do $Ce_2(SO_4)_3$ é menor do que a do KNO_3.

15. (UFSCar-SP–2006) As solubilidades dos sais KNO_3 e $Ce_2(SO_4)_3$, em água, medidas em duas temperaturas diferentes, são fornecidas na tabela a seguir:

Sal	Solubilidade, em g de sal / 100 g água	
	10 ºC	80 ºC
KNO_3	13,3	169,6
$Ce_2(SO_4)_3$	10,1	2,2

Com base nesses dados, pode-se afirmar que

A) a dissolução de KNO_3, em água, é um processo exotérmico.
B) a dissolução de $Ce_2(SO_4)_3$, em água, é acompanhada de absorção de calor no ambiente.
C) os dois sais podem ser purificados pela dissolução de cada um deles em volumes adequados de água a 80 ºC, seguido do resfriamento de cada uma das soluções a 10 ºC.
D) se 110,1 g de uma solução saturada de $Ce_2(SO_4)_3$ a 10 ºC forem aquecidos a 80 ºC, observa-se a deposição de 2,2 g do sal sólido.
E) a adição de 100 g de KNO_3 a 100 g de água a 80 ºC dá origem a uma mistura homogênea.

SEÇÃO ENEM

01. As substâncias gasosas presentes na atmosfera dissolvem-se na água e em outros líquidos em maior ou menor grau, dependendo da pressão do ar e da temperatura do ambiente. Normalmente, diz-se que a água é um líquido incolor, inodoro e insípido. Sentimos, no entanto, gostos diferentes nas águas que bebemos. Isso se deve à presença de gases dissolvidos (principalmente CO_2 e O_2), além de baixíssimas quantidades de substâncias sólidas.

Disponível em: <http://www.quim2not.blogspot.com/2010/05/dissolucao-de-gases-em-agua.html>. Acesso em: 13 set. 2010.

As condições de temperatura e pressão que favorecem a solubilidade dos gases em água são

A) temperatura e pressão altas.
B) temperatura baixa e pressão alta.
C) temperatura e pressão baixas.
D) temperatura e pressão medianas.
E) temperatura e pressão baixas.

02.

Masculinidade em gel

Lançamento de um creme de testosterona sintética movimenta fantasias de homens e gera polêmica

Adão. *Bundas*, edição n. 21.

O AndroGel pode ser aplicado sobre a pele como uma loção de bronzear e é absorvido sem problemas pelo organismo. O medicamento é um avanço em relação à testosterona sintética disponível no mercado, também conhecida como esteroide anabolizante. A apresentação mais comum do hormônio, em forma injetável, provoca alterações no humor e fadiga nos dias seguintes à aplicação. Um segundo tipo, em forma de adesivo, virou tema de piada. Deve ser colocado na região escrotal e os médicos ainda recomendam ao usuário aquecer o local da aplicação com um secador de cabelos para estimular a absorção pela dissolução da testosterona no fluido corporal.

ÉPOCA, ano 2. n. 101, p. 78. 24 de abr. 2000 (Adaptação).

A absorção da testosterona na forma de adesivo é estimulada pelo aumento da temperatura, pois

A) eleva a densidade do fluido corporal, aumentando os espaços vazios para receber as moléculas de testosterona.

B) a dissolução da testosterona no fluido corporal é um processo exotérmico.

C) a dissolução da testosterona no fluido corporal é um processo endotérmico.

D) a dissolução da testosterona no fluido corporal é um processo atérmico.

E) torna o fluido corporal insaturado.

03. (Enem–2010) Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido à sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

Soluto	Fórmula	Solubilidade g/kg de H_2O
Brometo de sódio	NaBr	$1{,}20x10^{3}$
Carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$1{,}30x10^{-2}$
Cloreto de sódio	$NaC\ell$	$3{,}60x10^{2}$
Cloreto de magnésio	$MgC\ell_2$	$5{,}41x10^{2}$
Sulfato de magnésio	$MgSO_4$	$3{,}60x10^{2}$
Sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$6{,}80x10^{-1}$

Tabela 1: Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25 ºC.

Pitombo, L. R. M; Marcondes, M. E. R.; GEPEC. Grupo de pesquisa em Educação em Química. *Química e Sobrevivência:* Hidrosfera Fonte de Materiais. São Paulo: EDUSP, 2005 (Adaptação).

Suponha que uma indústria objetiva separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 ºC, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

A) Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

B) Brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.

C) Cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.

D) Brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.

E) Cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

GABARITO

Fixação

01. B 02. C 03. B 04. D 05. A

Propostos

01. B
02. 34 g de $CaC_2O_{4(s)}$
03. D
04. C
05. A
06. C
07. A
08. C
09. D
10. A
11. B
12. B
13. C
14. C
15. E

Seção Enem

01. B 02. C 03. A

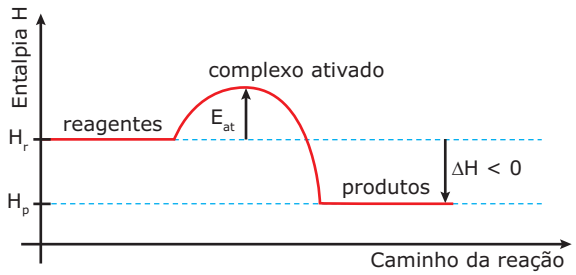
QUÍMICA

Gráficos termocinéticos

MÓDULO 07 FRENTE B

Gráficos que mostram a variação da entalpia, ΔH (energia térmica trocada à pressão constante), em função do andamento da reação são conhecidos como gráficos termocinéticos.

REAÇÃO EXOTÉRMICA



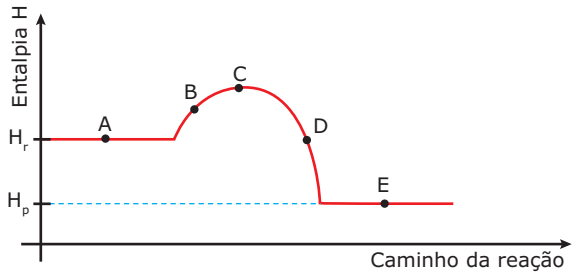
H_r: Entalpia dos reagentes

H_p: Entalpia dos produtos

ΔH < 0, pois a reação é exotérmica (libera calor)

$H_p < H_r$

Observe a interpretação feita para esse gráfico.



A. *Os reagentes não possuem energia suficiente para realizar choques efetivos.*

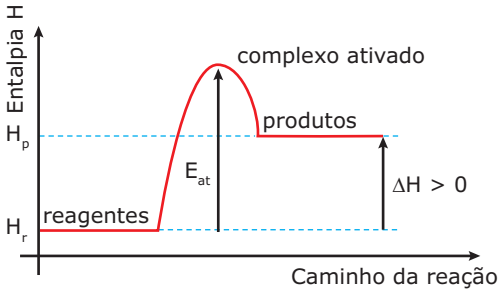
B. *Os reagentes estão absorvendo energia para formar o complexo ativado.*

C. *Estado de transição ou complexo ativado em que está ocorrendo, simultaneamente, a quebra de ligações existentes nos reagentes e a formação das novas ligações dos produtos.*

D. *As moléculas dos produtos já estão quase formadas. Corresponde a um trecho em que há a liberação de energia.*

E. *As moléculas de produto estão definitivamente formadas.*

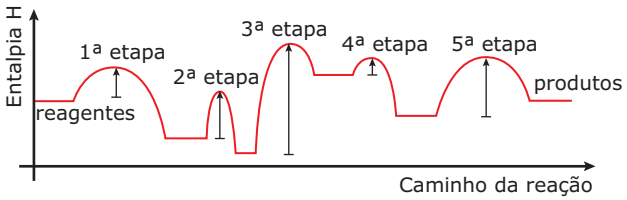
REAÇÃO ENDOTÉRMICA



ΔH > 0, pois a reação é endotérmica (absorve calor) e $H_p > H_r$.

REAÇÕES NÃO ELEMENTARES

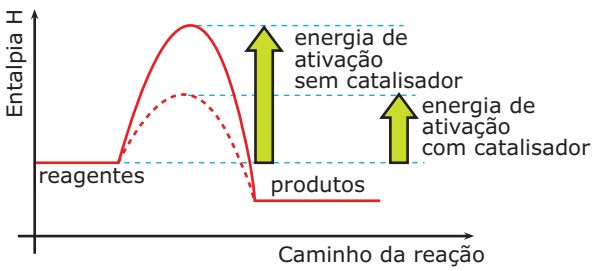
Uma reação que ocorre em etapas deverá possuir o número de complexos ativados igual ao número de etapas existentes.



Quanto menor a energia de ativação, mais rápida será a reação. Para que isso seja verdade, as reações em análise devem estar nas mesmas condições de temperatura, de pressão e de concentração molar. Sendo assim, no gráfico anterior, a etapa mais rápida é a 4ª e a mais lenta é a 3ª.

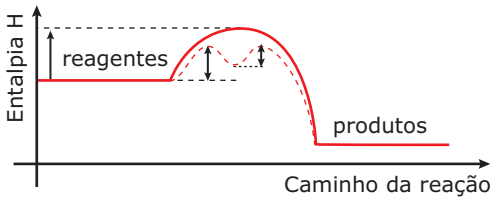
AÇÃO DE UM CATALISADOR

Sob a ação de um catalisador, a reação ocorre por um outro caminho com menor energia de ativação.



Observe que o catalisador não altera H_p, H_r e ΔH.

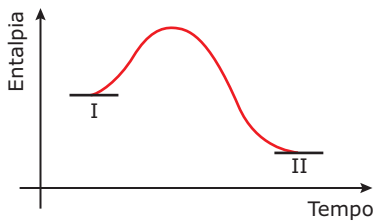
A reação catalisada pode ocorrer por um caminho com várias etapas, em que cada uma delas possui uma energia de ativação menor que na reação não catalisada.



Reação catalisada processando-se em duas etapas.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) Observe o diagrama.



Ele mostra a variação de entalpia no decorrer de uma reação química, à pressão constante, em que as espécies representadas por I se transformam naquelas representadas por II.

Com relação a essa reação, todas as alternativas estão corretas, **EXCETO**

A) A conversão de I em II é exotérmica.

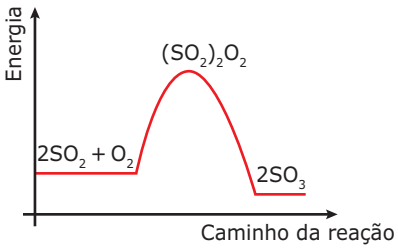
B) A conversão de I em II ocorre com diminuição da entalpia do sistema.

C) A energia de ativação de I → II é menor do que a de II → I.

D) A equação termoquímica pode ser escrita I + calor → II.

E) A formação de II é acompanhada por aumento de temperatura da vizinhança.

02. (UFU-MG) Em condições adequadas, o dióxido de enxofre (SO_2) leva à formação de trióxido de enxofre (SO_3), poluente muito irritante para as vias respiratórias. Analise o diagrama e responda às perguntas.

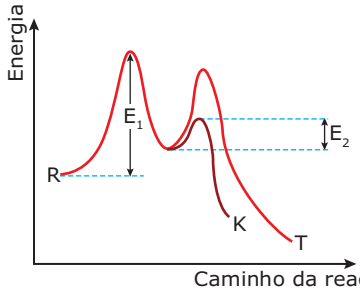


A) **ESCREVA** a equação química balanceada representativa da reação.

B) Como é denominado o $(SO_2)_2O_2$?

C) O processo é endotérmico ou exotérmico? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

03. (UEM-PR) Considerando-se o gráfico a seguir, que representa uma reação genérica na qual podem ser obtidos, simultaneamente, dois produtos diferentes, assinale o que for **CORRETO**.



01. Os compostos K e T são obtidos através de uma reação exotérmica.

02. A velocidade de formação do produto T é menor que a do produto K.

04. O produto T é mais estável que o produto K.

08. A energia representada pela letra E_1 corresponde à energia de ativação para a formação de um composto intermediário, e a energia representada pela letra E_2 corresponde à energia de ativação para a formação do produto K.

16. Se a reação tiver início a partir do mesmo reagente R, é possível supor que o produto K se formará primeiro, mas que o mesmo se converterá, espontaneamente, no produto T.

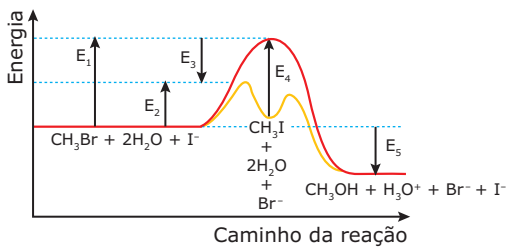
32. O gráfico evidencia a formação de um intermediário comum.

64. A reação apresentada pela curva do produto T pode ser dita catalisada, enquanto a do produto K é não catalisada.

Soma ( )

04. A hidrólise do brometo de metila pode ser representada pela equação e pelo gráfico a seguir:

$$CH_3Br + 2H_2O \xrightarrow{I^-} CH_3OH + H_3O^+ + Br^-$$



Com relação a essa reação, assinale a alternativa que contém a afirmação **INCORRETA**.

A) O íon iodeto é catalisador da reação, que se processa com liberação de calor.

B) E_4 é a energia de ativação do catalisador, que é o íon iodeto.

C) E_3 é o abaixamento de energia de ativação devido ao catalisador.

D) E_5 é a variação de entalpia da reação, que é exotérmica.

E) E_1 é a energia de ativação sem catalisador e E_2 é a energia de ativação com catalisador.

05. (UFMG–2009) O propeno, $CH_3—CH=CH_2$, ao reagir com o brometo de hidrogênio, HBr, produz uma mistura de dois compostos – o brometo de n-propila, $CH_3—CH_2—CH_2Br$, e o brometo de isopropila, $CH_3—CHBr—CH_3$.

As reações responsáveis pela formação desses compostos estão representadas nestas duas equações:

Reação I

$CH_3—CH=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3—CH_2—CH_2Br$

brometo de n-propila

$\Delta H = -150$ kJ/mol

Reação II

$CH_3—CH=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3—CHBr—CH_3$

brometo de isopropila

$\Delta H = -160$ kJ/mol

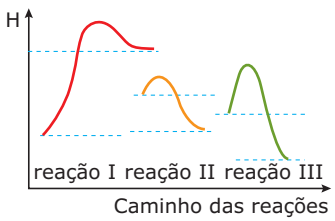
Sabe-se que a velocidade da reação II é maior que a da reação I.

Comparando-se essas duas reações, é **CORRETO** afirmar que, na II,

A) a energia de ativação é maior.
B) a energia do estado de transição é menor.
C) a energia dos reagentes é maior.
D) a energia liberada na forma de calor é menor.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFMG) Considere os diagramas a seguir, que mostram a variação de energia potencial em função do caminho de três reações diferentes, realizadas na mesma temperatura.

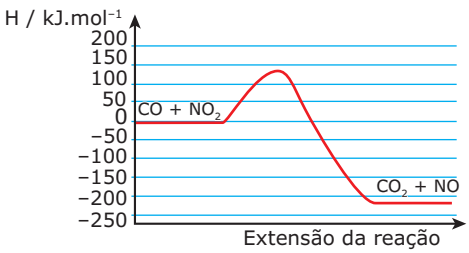


Com relação às reações anteriores, a afirmativa **ERRADA** é:

A) A energia de ativação da reação I é maior do que a da reação II.
B) A reação I libera mais calor do que a reação II.
C) A reação I é a que apresenta a maior variação de entalpia.
D) As reações II e III são exotérmicas.
E) A reação III deve ser mais lenta do que a reação II.

02. (UFMG) O gráfico a seguir representa a variação de energia potencial quando o monóxido de carbono, CO, é oxidado a CO_2 pela ação do NO_2, de acordo com a equação

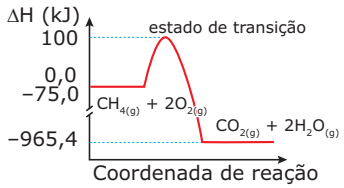
$$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$



Com relação a esse gráfico e à reação anterior, a afirmativa **FALSA** é:

A) A energia de ativação para a reação direta é cerca de 135 kJ.mol^{-1}.
B) A reação inversa é endotérmica.
C) Em valor absoluto, o ΔH da reação direta é cerca de 225 kJ.mol^{-1}.
D) Em valor absoluto, o ΔH da reação inversa é cerca de 360 kJ.mol^{-1}.
E) O ΔH da reação direta é negativo.

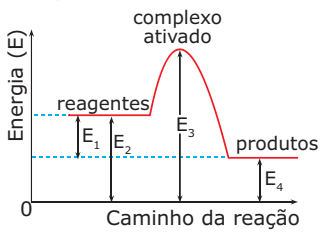
03. (UFC) Os constantes aumentos dos preços dos combustíveis convencionais dos veículos automotores têm motivado a utilização do gás natural (CH_4) como combustível alternativo. Analise o gráfico a seguir, que ilustra as variações de entalpia para a combustão do metano.



Assinale a alternativa **CORRETA**.

A) A entalpia de combustão do metano, $\Delta H_c = -890{,}4$ kJ.mol^{-1}, equivale ao valor da somatória das entalpias de formação de um mol de $CO_{2(g)}$ e 2 mol de $H_2O_{(g)}$.
B) A energia calorífica consumida para a ativação da reação, 175 kJ.mol^{-1}, é consideravelmente menor do que a energia liberada na combustão do metano, $\Delta H = -890{,}4$ kJ.mol^{-1}.
C) A reação de combustão do CH_4 bem exemplifica um processo exotérmico, com liberação de 965,4 kJ, quando um mol desse gás é consumido para produzir 3 mol de produtos gasosos.
D) A formação do estado de transição envolve uma variação de entalpia de 100 kJ.mol^{-1}, e o calor de combustão do CH_4 corresponde ao valor $\Delta H = -965{,}4$ kJ.mol^{-1}.
E) O cálculo termodinâmico, rigorosamente correto, do calor de combustão do CH_4 envolve todas as etapas representadas no gráfico, isto é,
$\Delta H = (-75 + 100 - 965{,}4) = -940{,}4$ kJ.mol^{-1}

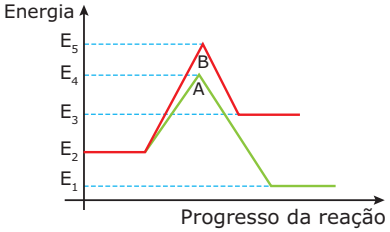
04. (UnB-DF) Considere o seguinte diagrama de energia, que mostra a transformação de reagentes em produtos e a formação do complexo ativado.



Julgue os itens.

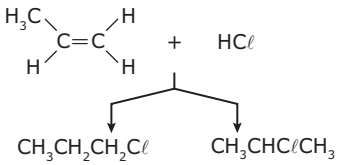
( ) A reação é exotérmica.
( ) A energia de ativação da reação é dada por $E_{at} = E_3 - E_4$.
( ) E_3 representa o calor da reação: reagentes $\rightarrow$ produtos.
( ) E_1 representa a energia dos reagentes.
( ) A presença de um catalisador permite que a reação se processe por um mecanismo que envolve menor energia de ativação.

05. (UnB-DF) Julgue os itens a seguir relacionados com a figura:

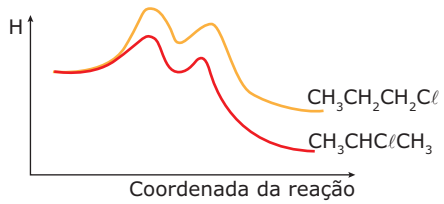


( ) A reação B é endotérmica.
( ) A reação A, no sentido inverso, é exotérmica.
( ) A reação B possui maior energia de ativação do que a reação A.
( ) A reação A teria uma diminuição da energia final E_1 se fosse adicionado um catalisador positivo.
( ) A energia correspondente a $E_5 - E_2$ é a energia de ativação da reação B.

06. (FCMMG–2009) A adição de cloreto de hidrogênio ao propeno pode formar 1-cloropropano e / ou 2-cloropropano.



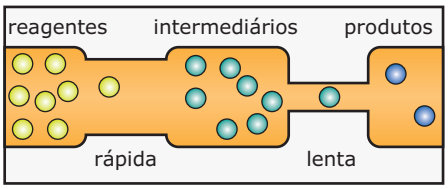
A cinética dessas reações está descrita no gráfico a seguir:



Sobre essa reação, a afirmativa **ERRADA** é:

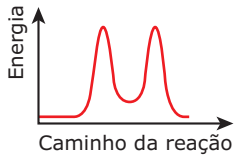
A) O 2-cloropropano é mais estável do que o 1-cloropropano.
B) O 2-cloropropano é produzido mais rapidamente do que o 1-cloropropano.
C) As reações de formação de 2-cloropropano e do 1-cloropropano envolvem duas etapas.
D) As concentrações de 1-cloropropano e de 2-cloropropano são iguais quando o equilíbrio é atingido.

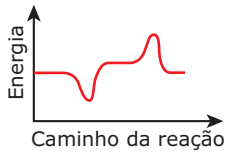
07. (UNESP–2011) Um professor de química apresentou a figura a seguir como sendo a representação de um sistema reacional espontâneo.

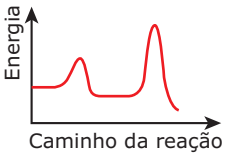


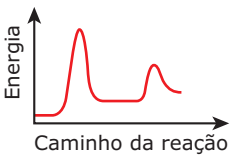
Em seguida, solicitou aos estudantes que traçassem um gráfico da energia em função do caminho da reação para o sistema representado. Para atender corretamente à solicitação do professor, os estudantes devem apresentar um gráfico como o que está representado em:

A)

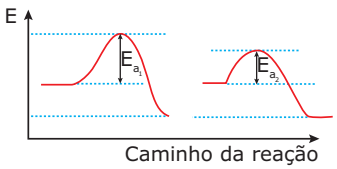
B)


C)


D)


E)


08. (UFU-MG–2008) Considere o diagrama de energia a seguir. Ele representa uma reação química que se processa na ausência (I) e na presença (II) de catalisador.



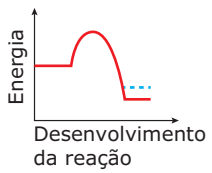
Marque a alternativa **CORRETA**.

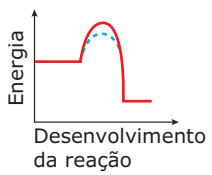
A) A energia de ativação com catalisador é maior do que aquela sem catalisador.
B) Quanto menor for a energia de ativação, menor será a velocidade da reação química.
C) A entalpia do complexo ativado é alterada na reação com catalisador. Esse processo forma um complexo ativado com energia menor do que aquele formado na reação sem catalisador.
D) A reação é endotérmica, pois o conteúdo energético dos produtos é menor do que o conteúdo energético dos reagentes.

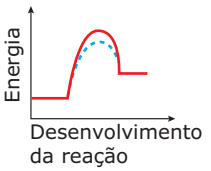
09. (UFV-MG–2010) A decomposição da água oxigenada (H_2O_2) em água e oxigênio, conforme representada a seguir, é lenta à temperatura ambiente.

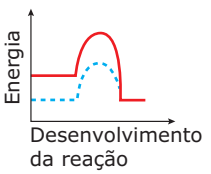
$$H_2O_{2(\ell)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \qquad \Delta H < 0$$

O gráfico que representa a variação da energia, em função do caminho da reação de decomposição da água oxigenada pura (—) e na presença do catalisador (- - -), é:

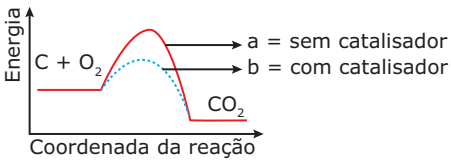
A)


B)


C)


D)


10. (UFU-MG) O aumento da produção de gases, através da queima de combustíveis fósseis, vem contribuindo para o aquecimento do planeta. Considerando o diagrama que representa a reação de combustão,



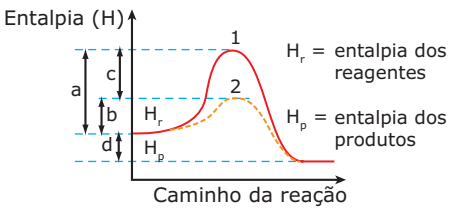
pode-se afirmar que a energia de ativação

A) é maior, quando a reação se processa no sentido da formação de CO_2, sem catalisador.
B) é maior, quando a reação se processa no sentido inverso à formação de CO_2, sem catalisador.
C) é maior, quando a reação se processa no sentido da formação de CO_2, com catalisador.
D) é maior, quando a reação se processa no sentido inverso à formação de CO_2, com catalisador.
E) tem mesmo valor tanto no sentido de formação, quanto no sentido inverso da formação de CO_2, com catalisador.

11. (UNIRIO-RJ) O gráfico a seguir refere-se ao diagrama energético de uma reação química (reagentes e produtos), onde se veem destacados dois caminhos de reação:

Caminho 1 – reação normal

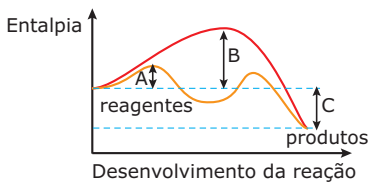
Caminho 2 – reação com um catalisador



Após uma análise das entalpias dos reagentes, dos produtos e dos valores **a**, **b**, **c** e **d**, podemos afirmar que a

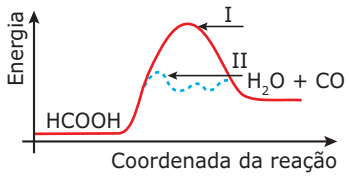
A) reação é endotérmica e a presença do catalisador diminuiu o ΔH de **a** para **b**.
B) reação é endotérmica e **a** representa o ΔH com a presença do catalisador.
C) reação é exotérmica e a energia de ativação, sem a presença do catalisador, é representada por **c**.
D) presença do catalisador diminuiu o ΔH da reação representada por **c**.
E) presença do catalisador diminuiu a energia de ativação de **a** para **b** e mantém constante o ΔH da reação representada por **d**.

12. (UNIRIO-RJ) A figura a seguir representa a ação de um catalisador na entalpia de uma reação química e, consequentemente, na velocidade da reação.



Dê o significado de cada uma das três variações de entalpia indicadas na figura.

13. (FMTM-MG) O gráfico refere-se ao diagrama energético da reação de decomposição do ácido fórmico, no qual se veem destacados dois caminhos de reação:



Analisando-se o gráfico, pode-se afirmar que

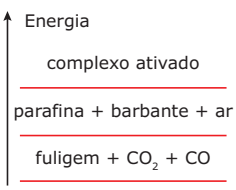
A) a curva II representa a reação não catalisada.
B) a reação de decomposição do ácido fórmico é exotérmica.
C) a rapidez da reação catalisada, curva I, é maior porque apresenta maior energia de ativação.
D) a rapidez da reação catalisada, curva II, é maior, apesar de ocorrer em várias etapas.
E) a presença de catalisador diminui o ΔH da reação de decomposição do ácido fórmico.

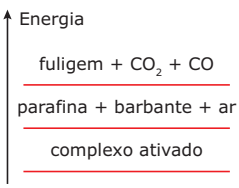
SEÇÃO ENEM

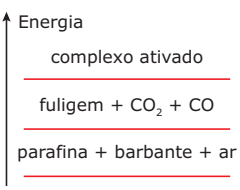
01. O pavio de uma vela tem várias funções. Como ele é constituído por fios de algodão enrolados em cera (geralmente parafina), sendo assim combustível, ele pega fogo ao ser acendido com uma chama. A energia absorvida pela cera, vinda da chama por radiação, provoca seu derretimento, possibilitando que o líquido suba pelo pavio por capilaridade. Ao se aproximar da chama, a temperatura sobe ainda mais e há a vaporização da cera, formando o vapor / gás que é de fato o combustível para a chama. O vapor possui partículas de carbono que nas altas temperaturas alcançadas (entre 1 000 e 1 400 ºC) brilham e fornecem a luz que conhecemos.

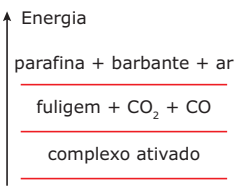
À medida que o cilindro de cera vai derretendo, o líquido não mais consegue chegar ao topo do pavio, que seca e é queimado na ponta, reduzindo seu tamanho. À medida que isso vai acontecendo (o cilindro de cera derretendo e o topo do pavio sendo queimado), a vela vai sendo consumida, diminuindo de tamanho.

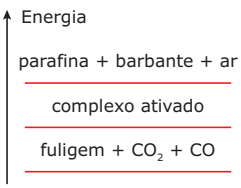
O gráfico que melhor representa a queima de uma vela é:

A)


B)


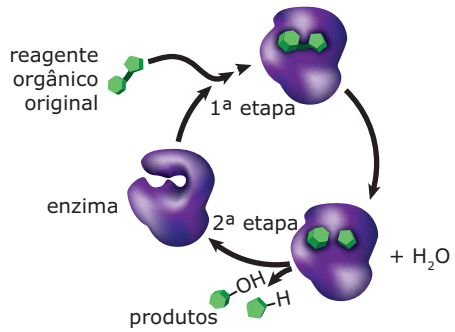
C)


D)


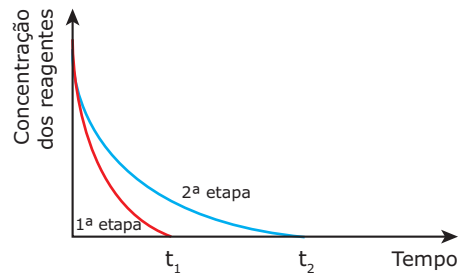
E)


02. Um determinado composto orgânico pode sofrer hidrólise através de dois caminhos, um catalisado pela ação de enzimas (não elementar) e outro não catalisado (elementar).

A reação de hidrólise enzimática é um processo exotérmico e pode ser representada pelo seguinte esquema:

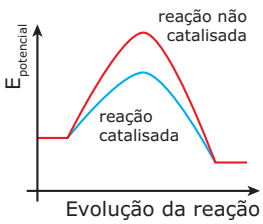


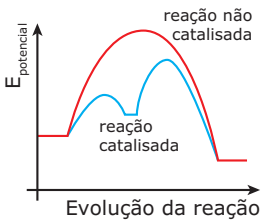
O seguinte gráfico representa a evolução das duas etapas da reação sob as mesmas condições reacionais:

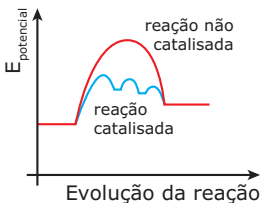


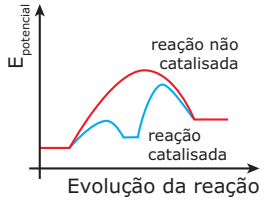
Sob as mesmas condições reacionais, a etapa mais rápida da reação é a etapa que apresenta menor energia de ativação.

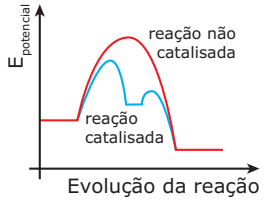
O gráfico termocinético que representa corretamente as reações catalisada e não catalisada está representado em:

A)


B)


C)


D)


E)


GABARITO

Fixação

01. D
02. A) $SO_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow SO_3$
    B) Complexo ativado.
    C) Exotérmico, porque para a reação direta, $\Delta H < 0$.
03. Soma = 47
04. B
05. B

Propostos

01. B
02. D
03. B
04. V F F F V
05. V F V F V
06. D
07. D
08. C
09. B
10. B
11. E
12. A – Energia de ativação da reação com catalisador.
    B – Energia de ativação da reação sem catalisador.
    C – ΔH da reação.
13. D

Seção Enem

01. A
02. B

QUÍMICA

Velocidade instantânea

MÓDULO 08 FRENTE B

LEI DA AÇÃO DAS MASSAS

A partir de observações experimentais da influência da concentração dos reagentes na velocidade de uma reação, Guldberg e Waage enunciaram a lei da ação das massas:

> A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes elevadas a expoentes determinados experimentalmente, a uma dada temperatura.

Para uma reação genérica

$$aA + bB + cC + ... \rightarrow xX + yY + zZ + ...$$

em que

A, B, C... $\rightarrow$ são reagentes;

X, Y, Z... $\rightarrow$ são produtos, e

a, b, c, ... x, y, z são os coeficientes estequiométricos de reagentes e produtos em uma reação balanceada. A lei da ação das massas é expressa matematicamente por

$$v \propto [A]^a \cdot [B]^b \cdot [C]^c ...$$

Nem sempre os expoentes das respectivas concentrações molares correspondem aos coeficientes estequiométricos.

Para transformarmos uma proporcionalidade em uma igualdade, basta inserirmos uma constante multiplicativa.

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \cdot [C]^c ...$$

em que k é a constante de velocidade, que é específica. Cada reação possui a sua constante de velocidade e esta depende da temperatura.

OBSERVAÇÃO

- A lei da ação das massas aplica-se à velocidade em um certo instante, ou seja, ela mede a velocidade instantânea e não a velocidade média.

Quando temos, em um sistema heterogêneo, reagentes no estado sólido, estes não participam da equação da lei da ação das massas, pois sua concentração molar é constante e a sua influência, na velocidade da reação, não está associada com a concentração, mas sim com a superfície de contato.

$$Na_2O_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow Na_2CO_{3\,(s)}$$

$$v = k \cdot [Na_2O] \cdot [CO_2] \quad \text{e} \quad [Na_2O] = \text{constante } k'$$

$$v = k \cdot k' \cdot [CO_2]$$

$$v = k^* \cdot [CO_2]$$

em que

$$k^* = k \cdot k'$$

> A concentração de sólidos e líquidos já se encontra computada na constante de velocidade.

Quando temos reagentes líquidos em excesso, em soluções diluídas ou correspondendo a uma fase de um sistema heterogêneo, suas concentrações são praticamente constantes e estes não participam da equação da lei da ação das massas.

$$H_2O_{(\ell)} + NH_4C\ell_{(aq)} \rightarrow NH_4OH_{(aq)} + HC\ell_{(aq)}$$

$$v = k \cdot [H_2O] \cdot [NH_4C\ell] \quad \text{e} \quad [H_2O] = \text{constante } k'$$

$$v = k \cdot k' \cdot [NH_4C\ell]$$

$$v = k^* \cdot [NH_4C\ell]$$

Em que

$$k^* = k \cdot k'$$

> Da equação da lei da ação das massas só participam reagentes gasosos ou em solução aquosa.

LEI DA AÇÃO DAS MASSAS PARA SISTEMAS GASOSOS

A equação de Clapeyron pode ser utilizada para calcular a pressão parcial de um gás.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$p = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

E como

$$n/v = [\ ]$$

$$p = [\ ] \cdot R \cdot T$$

$$[\ ] = \frac{p}{R \cdot T}$$

Tendo como exemplo a equação

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$$

$$v = k \cdot [H_2]^2 \cdot [O_2]$$

Substituindo-se os valores das concentrações

$$v = k \cdot \left(\frac{p_{H_2}}{RT}\right)^2 \cdot \frac{p_{O_2}}{RT}$$

$$v = k \cdot \frac{p_{H_2}^2}{R^2T^2} \cdot \frac{p_{O_2}}{RT}$$

$$v = k \frac{p_{H_2}^2 \cdot p_{O_2}}{R^3T^3}$$

A uma temperatura constante, $\frac{k}{R^3T^3}$ é constante; logo

$$v = k' \cdot p_{H_2}^2 \cdot p_{O_2}$$

A velocidade instantânea para um sistema com participantes gasosos é diretamente proporcional às pressões parciais destes, elevadas a seus respectivos coeficientes estequiométricos.

LEI DA AÇÃO DAS MASSAS PARA REAÇÕES QUE OCORREM EM ETAPAS

Quando uma reação química processa-se em etapas, a etapa mais lenta é a que determina a velocidade da reação.

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$$

Ocorre em duas etapas:

1ª etapa: $NO_2 + NO_2 \rightarrow NO_3 + NO$ (lenta)

2ª etapa: $NO_3 + CO \rightarrow NO_2 + CO_2$ (rápida)

A 1ª etapa irá determinar a velocidade da reação, logo:

$$v = k \cdot [NO_2]^2$$

ORDEM E MOLECULARIDADE EM UMA REAÇÃO

Ordem de uma reação é a soma dos expoentes encontrados na lei da ação das massas.

$v = k \cdot [N_2]^1 \cdot [H_2]^1 \rightarrow$ 2ª ordem

$v = k \cdot [H_2]^2 \cdot [CO_2]^1 \rightarrow$ 3ª ordem

$v = k \cdot [HC\ell]^1 \rightarrow$ 1ª ordem

$v = k \rightarrow$ ordem zero

Molecularidade de uma reação é o número de espécies reagentes que se chocam na reação ou na etapa mais lenta da reação.

Exemplo:

$$H_2O_{(\ell)} + NH_{3(g)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$v = k \cdot [NH_3]$$

Reação de 1ª ordem, porém de molecularidade 2 ou bimolecular. A molecularidade também pode ser determinada em relação a cada reagente.

Exemplo:

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$$

Ocorre em duas etapas:

1ª etapa: $NO_2 + NO_2 \rightarrow NO_3 + NO$ (lenta)

2ª etapa: $NO_3 + CO \rightarrow NO_2 + CO_2$ (rápida)

A segunda etapa apresenta molecularidade 2 ou bimolecular ou molecularidade 1 em relação a NO_3, e molecularidade 1 em relação ao CO.

Exercícios resolvidos

01. Uma reação importante na Química que trata da poluição é a reação entre os gases monóxido de nitrogênio, NO, e oxigênio, O_2, segundo a equação balanceada

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftharpoons}} 2NO_{2(g)}$$

Processando-se a reação representada anteriormente em um recipiente fechado e em condições tais que a velocidade da reação direta, v_1, obedeça à equação $v_1 = k_1 \cdot [NO]^2 \cdot [O_2]$, de quanto ficará multiplicada a velocidade v_1 duplicando-se simultaneamente as concentrações de NO e O_2?

Resolução:

Como não conhecemos os valores das concentrações iniciais, denominaremos

$[NO]_i = x$

$[O_2]_i = y$

Logo,

$v_i = k \cdot (x)^2 \cdot y$

Duplicando-se simultaneamente as concentrações, temos:

$[NO]_f = 2x$

$[O_2]_f = 2y$

Assim,

$v_f = k \cdot (2x)^2 \cdot 2y$

$v_f = k \cdot 4 \cdot x^2 \cdot 2y$

$v_f = 8 \cdot k \cdot x^2 \cdot y$

Como

$k \cdot x^2 \cdot y$ é igual a v_i, logo:

$v_f = 8 \cdot v_i$

Resposta: A velocidade é multiplicada por 8.

02. A uma dada temperatura, fez-se a seguinte reação:

$$2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

Mediu-se a variação da concentração dos reagentes em função da velocidade da reação, obtendo-se os seguintes resultados:

Experiência	$[H_2]$	[NO]	Velocidade
I	2	6	40
II	1	6	20
III	6	2	12
IV	6	1	3

Determinar a equação de velocidade para essa reação.

Resolução A:

Comparando-se as experiências I e II, nas quais a [NO] é constante, observa-se que reduzindo-se à metade a concentração de H_2 a velocidade também é reduzida à metade.

Então,

$v = k \cdot [H_2]^1$

pois

$\frac{1}{2}v = k \cdot \frac{1}{2}[H_2]^1$

Comparando-se as experiências III e IV, nas quais a $[H_2]$ é constante, observa-se que a concentração de NO é reduzida à metade, e a velocidade é reduzida à quarta parte.

Então,

$v = k \cdot [NO]^2$

pois

$\frac{1}{4}v = k \cdot (\frac{1}{2}[NO])^2$

Logo,

$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$

Resolução B:

Pelo processo da resolução exponencial, temos:

$$v = k \cdot [H_2]^{\alpha} \cdot [NO]^{\beta}$$

Para calcularmos o expoente α, dividiremos v_I por v_{II}:

$$\frac{v_I}{v_{II}} = \frac{k \cdot (2)^{\alpha} \cdot (6)^{\beta}}{k \cdot (1)^{\alpha} \cdot (6)^{\beta}}$$

$$\frac{40}{20} = 2^{\alpha}$$

$2^{\alpha} = 2$

$\alpha = 1$

E para calcularmos o expoente β, dividiremos v_{III} por v_{IV}:

$$\frac{v_{III}}{v_{IV}} = \frac{k \cdot (6)^{\alpha} \cdot (2)^{\beta}}{k \cdot (6)^{\alpha} \cdot (1)^{\beta}}$$

$$\frac{12}{3} = 2^{\beta}$$

$2^{\beta} = 4$

$\beta = 2$

Logo,

$v = k \cdot [H_2] \cdot [NO]^2$

INFLUÊNCIA DA CONCENTRAÇÃO DO CATALISADOR NA VELOCIDADE DAS REAÇÕES

A concentração do catalisador pode influenciar a velocidade das reações em catálises homogêneas. Veja o exemplo da catálise homogênea do cloro radical livre ($C\ell\bullet_{(g)}$) na destruição da camada de ozônio:

1ª etapa: $O_{3(g)} + C\ell\bullet_{(g)} \rightarrow C\ell O\bullet_{(g)} + O_{2(g)}$ (etapa lenta)

2ª etapa: $C\ell O\bullet_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow C\ell\bullet_{(g)} + 2O_{2(g)}$ (etapa rápida)

Equação global: $2O_{3(g)} \rightarrow 3O_{2(g)}$

Nesse processo, o cloro radical livre corresponde ao catalisador homogêneo, e o radical livre $C\ell O\bullet_{(g)}$ é o intermediário do processo. Como a etapa lenta do processo corresponde à primeira etapa, a lei de velocidade é igual a

$$v_{catalisado} = k_{catalisado} \cdot [O_{3(g)}] \cdot [C\ell\bullet_{(g)}]$$

Isso significa que, quanto maior for a concentração molar do catalisador, maior será a velocidade da reação de decomposição do ozônio.

Os catalisadores heterogêneos geralmente são sólidos pulverizados e porosos, e suas concentrações são sempre constantes. É por esse motivo que, em catálises heterogêneas, a concentração do catalisador não influencia a velocidade da reação. Veja o exemplo da catálise heterogênea do paládio ($Pd_{(s)}$) na hidrogenação do etileno:

1ª etapa: $H_{2(g)} + Pd_{(s)} \rightarrow H_2Pd_{(s)}$ (etapa rápida)

2ª etapa: $H_2Pd_{(s)} + C_2H_{4(g)} \rightarrow H_2C_2H_4Pd_{(s)}$ (etapa lenta)

3ª etapa: $H_2C_2H_4Pd_{(s)} \rightarrow Pd_{(s)} + C_2H_{6(g)}$ (etapa rápida)

Equação global: $H_{2(g)} + C_2H_{4(g)} \rightarrow C_2H_{6(g)}$

Nesse processo, as espécies químicas $H_2Pd_{(s)}$ e $H_2C_2H_4Pd_{(s)}$ são os intermediários do processo. Como a etapa lenta do processo corresponde à segunda etapa, a lei de velocidade é igual a

$$v_{catalisado} = k_{catalisado} \cdot [C_2H_{4(g)}]$$

A influência do catalisador heterogêneo na velocidade da reação se dá na alteração do valor da constante de velocidade da reação. A constante da velocidade da reação catalisada é maior do que a constante de velocidade da reação não catalisada.

FATORES QUE ALTERAM O VALOR DA CONSTANTE DE VELOCIDADE DAS REAÇÕES

Svante Arrhenius estudou o efeito da temperatura na velocidade das reações químicas e, através de dados experimentais, obteve uma equação (empírica), a qual denominamos equação de Arrhenius:

$$k = \frac{A}{e^{\frac{E_{at}}{RT}}}$$

Em que

A = constante denominada fator pré-exponencial. Esse fator está associado à frequência de colisões entre as partículas reagentes. Embora o valor de A dependa ligeiramente da temperatura, esse efeito pode ser desprezado para pequenos intervalos de temperatura.

E_{at} = energia de ativação da reação.

e = número de Euler. É a base do logaritmo natural ou neperiano. É uma constante cujo valor é 2,718.

R = constante universal dos gases.

T = temperatura na escala kelvin.

A influência da temperatura no valor da constante de velocidade

Quando aumentamos a temperatura de uma reação química, diminuímos o valor $e^{(E_{at}/RT)}$, o que aumenta o valor da constante de velocidade e, consequentemente, a velocidade da reação química.

A influência da ação de catalisadores no valor da constante de velocidade

A presença de um catalisador no meio reacional proporciona à reação um caminho alternativo, que apresenta menor energia de ativação. A diminuição do valor da energia de ativação diminui o valor $e^{(E_{at}/RT)}$, o que aumenta o valor da constante de velocidade e, consequentemente, a velocidade da reação química.

A influência da superfície de contato entre os reagentes no valor da constante de velocidade

Quando aumentamos a superfície de contato entre os reagentes, estamos aumentando a frequência de colisões entre as partículas reagentes e, também, o valor do fator pré-exponencial, o que aumenta o valor da constante de velocidade e, consequentemente, a velocidade da reação química.

É por esse motivo que os catalisadores heterogêneos são mais eficientes quando encontram-se pulverizados e porosos.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (ITA-SP) A equação: 2A + B → PRODUTOS representa uma determinada reação química que ocorre no estado gasoso. A lei de velocidade para esta reação depende da concentração de cada um dos reagentes, e a ordem parcial desta reação, em relação a cada um dos reagentes, é igual aos respectivos coeficientes estequiométricos. Seja v_1 a velocidade da reação quando a pressão parcial de A e B é igual a p_A e p_B, respectivamente, e v_2, a velocidade da reação quando essas pressões parciais são triplicadas. A opção que fornece o valor da razão v_2/v_1 é:

A) 1 B) 3 C) 9 D) 27 E) 81

02. (PUC Minas) A reação

$$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

realiza-se em duas etapas

$$2NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O \quad \text{(lenta)}$$

$$N_2O + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O \quad \text{(rápida)}$$

Triplicando-se a pressão parcial do NO e mantendo-se constante a do H_2, a velocidade da reação aumentará

A) 6 vezes. C) 9 vezes. E) 18 vezes.

B) 8 vezes. D) 12 vezes.

03. (FUVEST-SP) O estudo cinético, em fase gasosa, da reação representada por

$$NO_2 + CO \rightarrow CO_2 + NO$$

mostrou que a velocidade da reação não depende da concentração de CO, mas depende da concentração de NO_2 elevada ao quadrado. Esse resultado permite afirmar que

A) o CO atua como catalisador.
B) o CO é desnecessário para a conversão de NO_2 em NO.
C) o NO_2 atua como catalisador.
D) a reação deve ocorrer em mais de uma etapa.
E) a velocidade da reação dobra se a concentração inicial de NO_2 for duplicada.

04. (UFJF-MG) Experimentalmente, observou-se que a velocidade de formação do CO_2, através da oxidação do CO pelo O_2, quadruplica quando a concentração de CO é dobrada e duplica quando a concentração de O_2 dobra.

De acordo com a equação a seguir,

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$$

a expressão da Lei de Velocidade para essa reação é

A) $k \cdot [CO]^2$.
B) $k \cdot [CO] \cdot [O_2]$.
C) $k \cdot [CO] \cdot [O_2]^2$.
D) $k \cdot [CO]^2 \cdot [O_2]$.
E) $k \cdot [O_2]$.

05. (UFMG) A reação de decomposição da água oxigenada, $H_2O_{2(aq)}$, foi realizada na presença do catalisador $KI_{(aq)}$. Essa reação ocorre em duas etapas consecutivas, representadas pelas equações:

Etapa I: $H_2O_{2(aq)} + I^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + IO^-_{(aq)}$

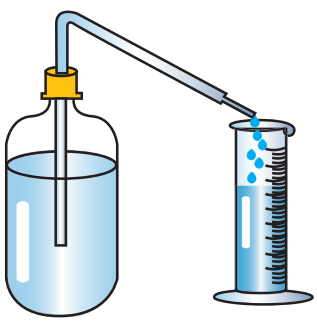
Etapa II: $H_2O_{2(aq)} + IO^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + I^-_{(aq)} + O_{2(g)}$

A) **ESCREVA** a equação da reação global de decomposição da água oxigenada.

B) É comum afirmar-se que "um catalisador **NÃO** participa da reação, embora aumente a velocidade dela".

Considerando as equações das duas etapas e a equação da reação global solicitada no item A deste exercício, **INDIQUE** se essa afirmação é verdadeira ou falsa. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

C) Essa reação foi realizada e sua velocidade medida a partir do volume de líquido expelido pelo bico de uma garrafa lavadeira, como representado neste desenho:



Foram feitos três experimentos com variação das quantidades iniciais de $H_2O_{2(aq)}$ 1,0 $mol.L^{-1}$ e de $KI_{(aq)}$ 0,1 $mol.L^{-1}$. Os dois reagentes foram misturados, juntamente com volumes de água escolhidos para que, nas três situações, fosse constante o volume total da solução.

Na tabela a seguir, estão representadas as condições em que os experimentos foram realizados e, na última coluna, os volumes de líquido expelidos por minuto pelo bico da garrafa lavadeira:

Experimento	Volume / mL			Volume expelido por minuto / mL
	$H_2O_{2(aq)}$ 1,0 $mol.L^{-1}$	$KI_{(aq)}$ 0,1 $mol.L^{-1}$	H_2O	
I	50	100	150	8,5
II	100	100	100	17
III	100	50	150	8,5

A equação da velocidade da reação tem esta forma: velocidade = constante x (concentração de $H_2O_2)^m$ x (concentração de $KI)^n$.

Nessa expressão, m e n são números inteiros constantes, determinados experimentalmente.

Considerando os resultados desses experimentos, **INDIQUE** os valores das constantes m e n. **EXPLIQUE** como você encontrou esses valores:

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (Mackenzie-SP) A reação A + B → C apresenta uma velocidade de reação igual a $k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Se triplicarmos as concentrações de A e B e mantivermos todas as outras condições constantes, a velocidade da reação

A) permanecerá constante.
B) irá triplicar.
C) ficará 18 vezes maior.
D) ficará 27 vezes maior.
E) ficará 9 vezes maior.

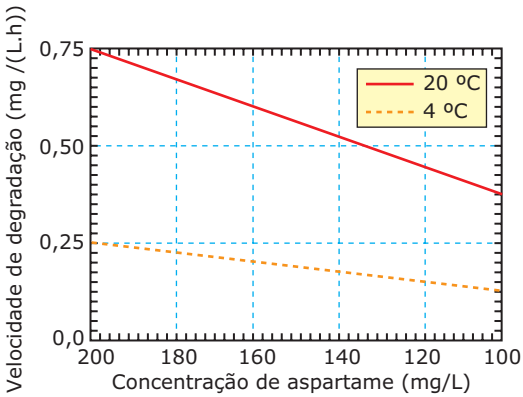
02. (UFSJ-MG–2011) A decomposição fotoquímica do NO_2 em NO e O é uma importante reação atmosférica. A expressão para a velocidade dessa reação é:

$$V = k \cdot [O_2] \cdot [NO]^2$$

Com relação a essa reação, é **CORRETO** afirmar que

A) a reação é de terceira ordem global e de segunda ordem em relação ao NO.
B) duplicando-se a concentração de NO, a velocidade da reação é duplicada.
C) em altas temperaturas, o NO catalisa a decomposição do NO_2.
D) a velocidade média de decomposição do NO_2 independe da concentração de O_2.

03. (UFRJ) O aspartame é um adoçante usado em bebidas lácteas dietéticas. A reação de degradação do aspartame, nessas bebidas, apresenta cinética de primeira ordem em relação a sua concentração. O gráfico a seguir relaciona a velocidade de degradação do aspartame com a concentração, nas temperaturas de 4 ºC e 20 ºC.



Dois frascos A e B têm a mesma concentração inicial de aspartame, 200 mg.L^{-1}, mas o primeiro está armazenado a 20 ºC e o segundo, a 4 ºC.

DETERMINE a razão entre as constantes de velocidade da reação de degradação do aspartame nos frascos A e B. **JUSTIFIQUE** a sua resposta.

04. (UFRGS) Uma reação é de primeira ordem em relação ao reagente A e de primeira ordem em relação ao reagente B, sendo representada pela equação

$$2A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow 2C_{(g)} + D_{(g)}$$

Mantendo-se a temperatura e a massa constantes e reduzindo-se à metade os volumes de $A_{(g)}$ e $B_{(g)}$, a velocidade da reação

A) duplica.
B) fica reduzida à metade.
C) quadruplica.
D) fica oito vezes maior.
E) fica quatro vezes menor.

05. A reação 2A + 2B → 2AB processa-se, em fase gasosa, em etapas:

1ª etapa: $A + 2B \rightarrow AB_2$ (lenta)

2ª etapa: $AB_2 + A \rightarrow 2AB$ (rápida)

A lei da velocidade é

A) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^2$.
B) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$.
C) $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$.
D) $v = k \cdot [A]$.
E) $v = k \cdot [B]^2$.

06. (PUC Minas) A reação

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$

ocorre em duas etapas:

1ª etapa: $NO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + NO_{3(g)}$ (lenta)

2ª etapa: $NO_{3(g)} + CO_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{2(g)}$ (rápida)

A lei de velocidade para a reação é

A) $v = k \cdot [NO_2]^2$.
B) $v = k \cdot [NO_2]^2 \cdot [CO]$.
C) $v = k \cdot [NO_3] \cdot [CO]$.
D) $v = k \cdot [NO_2] \cdot [CO]$.
E) $v = k \cdot [CO_2]^2 \cdot [NO]$.

07. (UNIRIO-RJ) A hidrazina, N_2H_4, é utilizada, junto com alguns dos seus derivados, como combustível sólido nos ônibus espaciais. Sua formação ocorre em várias etapas:

A. $NH_{3(aq)} + OC\ell^-_{(aq)} \rightarrow NH_2C\ell_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ (rápida)

B. $NH_2C\ell_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow N_2H_5^+{}_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$ (lenta)

C. $N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$ (rápida)

Indique a opção que contém a expressão de velocidade para a reação de formação de hidrazina.

A) $v = k \cdot [NH_2C\ell] \cdot [NH_3]$
B) $v = k \cdot [NH_3] \cdot [OC\ell^-]$
C) $v = k \cdot [NH_3]^2 \cdot [OC\ell^-]$
D) $v = k \cdot [N_2H_4] \cdot [C\ell^-] \cdot [H_2O]$
E) $v = k \cdot [N_2H_5] \cdot [OH^-]$

08. (ITA-SP) Uma certa reação química é representada pela equação

$$2A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow C_{(g)}$$

em que A, B e C significam as espécies químicas que são colocadas para reagir. Verificou-se, experimentalmente, numa certa temperatura, que a velocidade dessa reação quadruplica com a duplicação da concentração da espécie A, mas não depende das concentrações de B e C. Assinale a opção que contém, respectivamente, a expressão da velocidade e o valor da ordem da reação.

A) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^2$ e 4.
B) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^2$ e 3.
C) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^2$ e 2.
D) $v = k \cdot [A]^2$ e 4.
E) $v = k \cdot [A]^2$ e 2.

09. (UFC–2010) A tabela a seguir apresenta os resultados obtidos para o estudo cinético de uma reação química elementar genérica na forma

$$aA + bB + cC \rightarrow D + E$$

Experimento	[A]	[B]	[C]	Velocidade da reação / mol.L^{-1}s^{-1}
1	0,10	0,10	0,10	8,0x10^{-4}
2	0,20	0,10	0,10	1,6x10^{-3}
3	0,10	0,20	0,10	1,6x10^{-3}
4	0,10	0,10	0,20	3,2x10^{-3}

A partir desses resultados, **DETERMINE**

A) a lei de velocidade da reação.

B) o valor da velocidade da reação quando [A] = [B] = [C] = 0,20 mol.L^{-1}.

10. (UFSCar-SP) A decomposição do pentóxido de dinitrogênio é representada pela equação

$$2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Foram realizados três experimentos, apresentados na tabela a seguir:

Experimento	[N_2O_5]	Velocidade
I	x	4z
II	x/2	2z
III	x/4	z

A expressão da velocidade da reação é

A) v = k . [N_2O_5]^0.

B) v = k . [N_2O_5]$^{1/4}$.

C) v = k . [N_2O_5]$^{1/2}$.

D) v = k . [N_2O_5]^1.

E) v = k . [N_2O_5]^2.

11. (PUC-SP–2007) A reação redox que ocorre entre os íons brometo (Br^-) e bromato (BrO_3^-) em meio ácido, formando o bromo (Br_2), é representada pela equação

$$BrO_3^-{}_{(aq)} + 5Br^-{}_{(aq)} + 6H^+{}_{(aq)} \rightarrow 3Br_{2(aq)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

Um estudo cinético dessa reação em função das concentrações dos reagentes foi efetuado, e os dados obtidos estão listados na tabela a seguir:

Exp.	$[BrO_3^-]_{inicial}$ (mol.L^{-1})	$[Br^-]_{inicial}$ (mol.L^{-1})	$[H^+]_{inicial}$ (mol.L^{-1})	Velocidade (mol.L^{-1}.s^{-1})
1	0,10	0,10	0,10	1,2x10^{-3}
2	0,20	0,10	0,10	2,4x10^{-3}
3	0,20	0,30	0,10	7,2x10^{-3}
4	0,10	0,10	0,20	4,8x10^{-3}

Considerando-se as observações experimentais, pode-se concluir que a lei de velocidade para a reação é

A) v = k . [BrO_3^-] . [Br^-] . [H^+].

B) v = k . [BrO_3^-] . [Br^-]^5 . [H^+]^6.

C) v = k . [BrO_3^-]^2 . [Br^-]^6 . [H^+]^4.

D) v = k . [BrO_3^-] . [Br^-]^3 . [H^+]^6.

E) v = k . [BrO_3^-] . [Br^-] . [H^+]^2.

12. (UNIRIO-RJ) Num laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação

$$2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

Com os resultados das velocidades iniciais obtidas, montou-se a seguinte tabela:

Exp.	[H_2]	[NO]	v / mol.L^{-1}.s^{-1}
1	0,10	0,10	0,10
2	0,20	0,10	0,20
3	0,10	0,20	0,40
4	0,30	0,10	0,30
5	0,10	0,30	0,90

Baseando-se na tabela, podemos afirmar que a lei de velocidade para a reação é

A) v = k . [H_2].

B) v = k . [NO].

C) v = k . [H_2] . [NO].

D) v = k . [H_2]^2 . [NO].

E) v = k . [H_2] . [NO]^2.

13. (UEL-PR) No estudo cinético de uma reação representada por $2A_{(g)} + B_{2(g)} \rightarrow 2AB_{(g)}$, colocaram-se os seguintes dados:

Concentração inicial de A /mol.L^{-1}	Concentração inicial de B_2 / mol.L^{-1}	Velocidade inicial /mol.L^{-1}.s^{-1}
0,10	0,10	2,53x10^6
0,10	0,20	5,06x10^6
0,20	0,10	10,01x10^6

A velocidade da reação pode ser expressa pela reação

A) v = k . 2[A].

B) v = k . [B]^2.

C) v = k . [A] . [B].

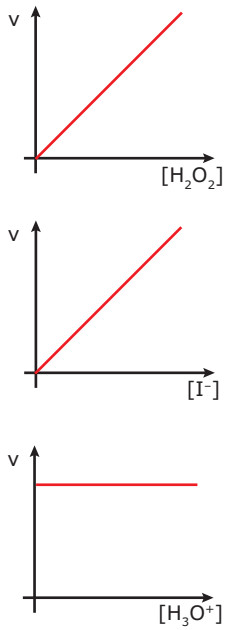
D) v = k . [A]^2 . [B].

E) v = K . [A] . [B]^2.

14. (UFRN) A água oxigenada é uma substância oxidante que, em meio ácido, permite a obtenção de iodo, a partir de iodetos existentes nas águas-mães das salinas, como mostra a reação escrita a seguir:

$$H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2I^- \rightarrow 4H_2O + I_2$$

Quando se faz um estudo cinético dessa reação em solução aquosa e se examina, separadamente, a influência da concentração de cada reagente, na velocidade da reação (v), obtêm-se os gráficos seguintes:



A expressão da lei de velocidade da reação é

A) $v = k \cdot [H_2O_2] \cdot [I^-]$.
B) $v = k \cdot [H_3O^+]$.
C) $v = k \cdot [H_2O_2] \cdot [H_3O^+]$.
D) $v = k \cdot [H_3O^+] \cdot [I^-]$.

SEÇÃO ENEM

01. Jogadores de futebol e alpinistas necessitam de um período de aclimatação, a fim de se minimizarem os efeitos das grandes altitudes. Nesse tipo de situação, o ar é rarefeito e a baixa quantidade de oxigênio acarreta alguns desconfortos físicos, tais como dores de cabeça, fadiga, náuseas e, em casos mais graves, o indivíduo pode entrar no estado de coma, o que pode levá-lo ao óbito.

A hemoglobina é a responsável pelo transporte de oxigênio inalado para as células de nosso organismo na forma de oxiemoglobina. Esse processo é representado pela equação não balanceada:

$$Hemoglobina_{(aq)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons Oxiemoglobina_{(aq)}$$

Durante o período de aclimatação, o organismo aumenta a taxa de produção de hemoglobina, restabelecendo os níveis de oxigenação nas células.

Os estudos da cinética dessa reação demonstram que, quando triplicamos a concentração de hemoglobina, a velocidade da conversão em oxiemoglobina triplica, e, quando duplicamos a concentração de oxigênio, essa velocidade duplica.

A lei de velocidade para o processo de conversão de hemoglobina em oxiemoglobina é

A) $v = k \cdot [Hemoglobina_{(aq)}] \cdot [O_{2(g)}]^4$.
B) $v = k \cdot [Hemoglobina_{(aq)}]^2 \cdot [O_{2(g)}]^3$.
C) $v = k \cdot [Hemoglobina_{(aq)}] \cdot [O_{2(g)}]$.
D) $v = k \cdot [Hemoglobina_{(aq)}]^2 \cdot [O_{2(g)}]^2$.
E) $v = k \cdot [Hemoglobina_{(aq)}] \cdot [O_{2(g)}]^2$.

GABARITO

Fixação

01. D
02. C
03. D
04. D
05. A) $2H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$
    B) Indicação: Falsa.
    Justificativa: O catalisador $KI_{(aq)}$ participa como reagente na etapa I, sendo restituído na etapa II.
    C) Valor de m = 1
    Valor de n = 1
    Nos experimentos I e II, dobrando-se a concentração, em $mol.L^{-1}$, de $H_2O_{2(aq)}$ e mantendo-se constante a concentração de $KI_{(aq)}$, a velocidade dobra. Nos experimentos II e III, reduzindo-se à metade a concentração, em $mol.L^{-1}$, de $KI_{(aq)}$ e mantendo-se constante a concentração de $H_2O_{2(aq)}$, a velocidade é reduzida à metade. Portanto, é possível afirmar que a velocidade da reação depende diretamente das concentrações dessas espécies químicas.

Propostos

01. D
02. A
03. $v_A = k_A \cdot [aspartame]$
    $v_B = k_B \cdot [aspartame]$
    $\frac{v_A}{v_B} = \frac{k_A}{k_B} \rightarrow \frac{0,75}{0,25} = \frac{k_A}{k_B}$
    $k_A = 3k_B$
04. C
05. C
06. A
07. A
08. E
09. A) $v = 8 \cdot [A] \cdot [B] \cdot [C]^2$
    B) $v = 1,28x10^{-2}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$
10. D
11. E
12. E
13. D
14. A

Seção Enem

01. C

QUÍMICA

Reações de oxirredução e NOx

MÓDULO 13 FRENTE C

Um átomo se une a outro por meio da eletrosfera, formando, assim, as ligações químicas. Essas ligações podem se dar por compartilhamento ou por transferência de elétrons.

Em uma reação química, as ligações (ou algumas das ligações) dos reagentes são quebradas para dar origem a novas ligações no produto. Quando essa quebra ocorre com transferência de elétrons, dizemos que a reação química é de oxirredução ou redox.

> Reação de oxirredução ⇒ é toda reação química em que há transferência de elétrons.

OXIDAÇÃO

Antigamente, o termo oxidação era relacionado à reação com o oxigênio, e oxidar era transformar-se em um óxido.

Atualmente, oxidar significa perder elétrons.

Quanto menor for a eletronegatividade de um elemento, maior será sua tendência a oxidar.

Observe a fila parcial de eletronegatividade:

Quanto mais à direita estiver o elemento nessa fila, maior será sua tendência a oxidar.

Na formação da ligação iônica entre potássio e flúor, há transferência de elétrons e formação de íons.

O potássio, por ser o elemento de menor eletronegatividade, perde o elétron e sofre oxidação; e o flúor, ao receber o elétron, sofre o fenômeno contrário, denominado redução.

REDUÇÃO

Antigamente, o termo redução significava "retorno ao estado inicial".

Atualmente, reduzir significa ganhar elétrons.

Veja:

Ao invertermos essa equação, o potássio volta à forma inicial, mas isso só é possível porque o flúor "devolve" o elétron que o potássio havia perdido.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOx)

O NOx é o número de elétrons perdidos ou recebidos quando

A. um átomo realiza uma ligação iônica;

B. há a quebra de todas as ligações covalentes, realizadas pelo átomo, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.

Exemplo 1:

No composto FeO, ferro e oxigênio realizam ligação iônica.

Fe^{2+} O^{2-}

Para o ferro ⇒ NOx = +2

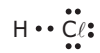
perdeu 2 elétrons ⇒ oxidou-se

Para o oxigênio ⇒ NOx = −2

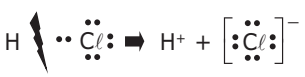
ganhou 2 elétrons ⇒ reduziu-se

Exemplo 2:

Já no ácido clorídrico, H e Cℓ unem-se por meio de uma ligação covalente.



Porém, se por qualquer motivo externo houver a ruptura da ligação, o cloro ficará com o par de elétrons, devido à sua maior eletronegatividade.



Para o hidrogênio ⇒ NOx = +1

perdeu 1 elétron ⇒ oxidou-se

Para o cloro ⇒ NOx = −1

ganhou 1 elétron ⇒ reduziu-se

Vejamos alguns exemplos de NOx nos compostos moleculares:

1. H_2 (hidrogênio)

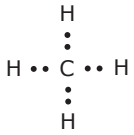
Como não há diferença de eletronegatividade entre os ligantes, se houver a quebra, ela tende a ser homolítica.

O NOx = 0, ambos exercem a mesma força de atração sobre o par de elétrons.

Isso é verificado em toda substância simples, NOx = 0.

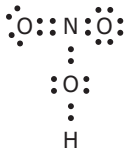
Exemplos: $C\ell_2$, N_2, O_2, F_2

2. CH_4 (metano)



Como o carbono é mais eletronegativo, com a quebra das ligações, seu NOx será –4, enquanto cada hidrogênio terá NOx = +1.

3. HNO_3 (ácido nítrico)



Se quebrarmos todas as ligações, o oxigênio, que é o elemento mais eletronegativo, irá ganhar todos os elétrons compartilhados. Sendo assim,

H ⇒ NOx = +1

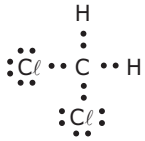
N ⇒ NOx = +5

O ⇒ NOx = –2

OBSERVAÇÃO

- Cada oxigênio ganhou 2 elétrons.

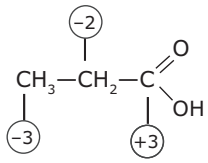
4. $CH_2C\ell_2$ (diclorometano)



O carbono ganharia 2 elétrons, um de cada hidrogênio, porém perderia 2 elétrons, um para cada cloro. Sendo assim,

H ⇒ NOx = +1 C ⇒ NOx = 0 Cℓ ⇒ NOx = –1

5. $C_3H_6O_2$ (ácido propanoico)



$$\text{NOx médio} = \frac{(-3) + (-2) + (+3)}{3} = -\frac{2}{3} \text{ ou}$$

NOx do hidrogênio = +1

NOx do oxigênio = –2

NOx do carbono = x

Então:

3(x) + 6(+1) + 2(–2) = 0

3x = –2

$$x = -\frac{2}{3}$$

REGRAS PRÁTICAS PARA A DETERMINAÇÃO DO NOX

Alguns elementos aparecem sempre com o mesmo NOx em quaisquer substâncias que formarem. A tabela a seguir apresenta o NOx de cada um desses elementos. De posse desses valores, poderemos calcular o NOx dos demais elementos de um composto.

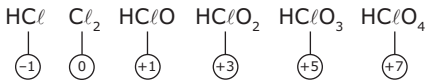
Tabela de NOx

Elementos	NOx	Ocorrência	Exemplos
IA (1) ⇒ Metais alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	+1	Substâncias compostas	$K_2Cr_2O_7$ $NaC\ell$ LiF
IIA (2) ⇒ Metais alcalinoterrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	+2	Substâncias compostas	CaO $BeC\ell_2$ $BaSO_4$
VIA (16) ⇒ Calcogênios: S, Se e Te	–2	Substâncias binárias em que o calcogênio é o elemento mais eletronegativo	H_2S CS_2 CaSe
VIA (17) ⇒ Halogênios: F, Cℓ, Br e I	–1	Substâncias binárias em que o halogênio é o elemento mais eletronegativo	OF_2 $NaC\ell$ $HC\ell$
Ag ⇒ Prata	+1	Substâncias compostas	$AgNO_3$ $AgC\ell$ AgCN
Zn ⇒ Zinco	+2	Substâncias compostas	$Zn(OH)_2$ $ZnC\ell_2$ ZnO
Aℓ ⇒ Alumínio	+3	Substâncias compostas	$A\ell_2S_3$ $A\ell C\ell_3$ $A\ell_2(SO_4)_3$
H ⇒ Hidrogênio	+1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento menos eletronegativo	H_2O NH_3 H_2SO_4
	–1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento mais eletronegativo	SiH_4 CaH_2
O ⇒ Oxigênio	+2	Em fluoretos	OF_2
	+1	Em fluoretos	O_2F_2
	–1	Em peróxidos (compostos binários)	H_2O_2 Na_2O_2
	$-\frac{1}{2}$	Em superóxidos (compostos binários)	CaO_4 Na_2O_4
	–2	Em óxidos (compostos binários)	H_2O Na_2O
	–2	Excetuando-se os casos anteriores	$K_2Cr_2O_7$ $KMnO_4$ H_2SO_4

NOx MÁXIMO E MÍNIMO

Alguns elementos possuem NOx variáveis, pois seus valores dependem da eletronegatividade e da quantidade de átomos que estarão ligados a eles.

Tomemos, como exemplo, o cloro:



Dependendo da substância, o cloro adquire NOx mínimo −1 e NOx máximo +7.

Para qualquer átomo, o NOx poderá variar de, no mínimo, −7 a, no máximo, +7.

Para os elementos das colunas A da tabela periódica, o NOx máximo é dado pelo número da coluna e o NOx mínimo pelo número da coluna menos oito unidades.

NOx máximo = número de coluna
NOx mínimo = (n° da coluna) − 8

Veja a tabela.

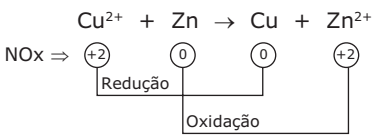
Colunas ou famílias	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
NOx máximo devido à perda de elétrons	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
NOx mínimo devido ao ganho de elétrons	*	*	*	−4	−3	−2	−1

As famílias IA (1), IIA (2) e IIIA (3) não poderão ter NOx mínimos −7, −6 e −5, respectivamente, pois possuem baixa eletronegatividade, o que impossibilita o ganho de elétrons.

A coluna VIIIA (18) não foi citada, pois possui a camada de valência completa, não devendo haver ganho ou perda de elétrons em condições normais.

AGENTES OXIDANTES E REDUTORES

Observando uma reação de oxirredução, vamos verificar os elementos que sofreram oxidação e redução.



Da reação citada, o cobre recebeu dois elétrons, diminuiu o seu NOx e, então, sofreu redução. O zinco perdeu 2 elétrons, aumentou o seu NOx e, então, sofreu oxidação.

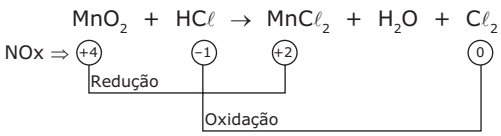
Porém, surge uma pergunta: Qual foi o elemento que provocou ou promoveu a redução do cobre? A resposta é simples: O zinco, que, ao perder dois elétrons, possibilitou que o cobre os recebesse. A esse elemento que promove a redução de um outro damos o nome de agente redutor ou, simplesmente, redutor.

Fazendo uma análise similar, o cobre é o agente oxidante do zinco.

OBSERVAÇÃO

- Os conceitos de oxidante e de redutor não são exclusivos dos elementos químicos. Esses conceitos podem ser estendidos às substâncias que possuem os átomos que oxidam ou reduzem.

Exemplo:



Agente oxidante: MnO_2 ⇒ substância que contém o elemento (Mn), o qual provoca a oxidação do cloro.

Agente redutor: HCℓ ⇒ substância que contém o elemento (Cℓ), o qual provoca a redução do manganês.

Resumo:

Oxidação ⇒ perda de e^- ⇒ aumenta o NOx ⇒ agente redutor

Redução ⇒ ganho de e^- ⇒ diminui o NOx ⇒ agente oxidante

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) Os estados de oxidação dos elementos sublinhados são, na ordem a seguir, iguais a

$Na_2H_2\underline{P}_2O_7$, $K_2\underline{Mn}O_4$, $K_2\underline{Cr}_2O_7$, $H\underline{C}OOH$ e $Ca\underline{H}_2$

A) +5, +6, +6, −2 e −1.
B) +5, +6, +6, +2 e −1.
C) +7, +7, +12, −2 e +1.
D) +7, +7, +6, +2 e −1.
E) +5, +6, +12, −2 e +1.

02. (UNESP−2008) O nitrogênio pode existir na natureza em vários estados de oxidação. Em sistemas aquáticos, os compostos que predominam e que são importantes para a qualidade da água apresentam o nitrogênio com números de oxidação −3, 0, +3 ou +5. Assinale a alternativa que apresenta as espécies contendo nitrogênio com os respectivos números de oxidação, na ordem descrita no texto.

A) NH_3, N_2, NO_2^-, NO_3^-
B) NO_2^-, NO_3^-, NH_3, N_2
C) NO_3^-, NH_3, N_2, NO_2^-
D) NO_2^-, NH_3, N_2, NO_3^-
E) NH_3, N_2, NO_3^-, NO_2^-

03. (UnB-DF) Julgue os itens.

( ) Nas reações de oxirredução, há variação no número de oxidação.

( ) No ácido sulfúrico (H_2SO_4), o estado de oxidação do enxofre é +6.

( ) No dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$), o estado de oxidação do cromo é +7.

( ) Na reação $2FeC\ell_2 + 2HC\ell \rightarrow 2FeC\ell_3 + H_2$, o cloro sofre oxidação.

04. (Unimontes-MG–2010) O iodo (I_2) é utilizado na síntese de catalisadores como TiI_4 e na preparação de antisséptico e desinfetante. Ele é produzido a partir do íon iodato (IO_3^-) encontrado no salitre. As equações 1 e 2 mostram as reações que ocorrem para produzir o iodo.

$$2IO_{3\,(aq)}^- + 6HSO_{3\,(aq)}^- \rightarrow 2I_{(aq)}^- + 6SO_{4\,(aq)}^{2-} + 6H_{(aq)}^+ \quad (1)$$

$$5I_{(aq)}^- + IO_{3\,(aq)}^- + 6H_{(aq)}^+ \rightarrow 3I_{2(s)} + 3H_2O_{(\ell)} \quad (2)$$

Analisando-se as equações 1 e 2, pode-se afirmar que

A) o iodo do íon iodato é reduzido em ambas as equações.

B) o hidrogenossulfito (HSO_3^-) é um agente oxidante.

C) a espécie íon iodeto sofre redução na equação 2.

D) o estado de oxidação do iodo na substância I_2 é +2.

05. (Unimontes-MG–2009) No processo metalúrgico de obtenção do chumbo (Pb), estão envolvidas as reações representadas nas equações I, II e III.

(I) $2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$

(II) $2PbO_{(s)} + C_{(s)} \rightarrow 2Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$

(III) $PbO_{(s)} + CO_{(s)} \rightarrow Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$

Considerando-se as transformações que ocorrem com as substâncias relacionadas, pode-se afirmar que

A) o chumbo é oxidado na equação II.

B) o chumbo é reduzido na equação I.

C) o NOx do chumbo não se altera na equação III.

D) o carbono e o monóxido de carbono são redutores.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. **ESCREVA** o valor do número de oxidação (NOx) dos elementos sublinhados dos compostos a seguir:

A) $\underline{N}O_3^-$ C) $\underline{C}O_2$ E) $H_2\underline{C}O_3$ G) $\underline{O}_4^{2-}$

B) $K\underline{Mn}O_4$ D) $\underline{Ca}^{2+}$ F) $Fe_2\underline{S}_3$

02. (ITA-SP) Assinale a opção relativa aos números de oxidação **CORRETOS** do átomo de cloro nos compostos $KC\ell O_2$, $Ca(C\ell O)_2$, $Mg(C\ell O_3)_2$ e $Ba(C\ell O_4)_2$, respectivamente.

A) –1, –1, –1 e –1 D) +3, +1, +5 e +6

B) +3, +1, +2 e +3 E) +3, +1, +5 e +7

C) +3, +2, +4 e +6

03. (UEM-PR–2007) Os números de oxidação dos átomos Sb, Br, Ir, Fe, C e P, nos compostos Sb_4O_{10}, BrO_4^-, $IrC\ell_6^-$, $Na_2Fe_2O_4$, CaC_2O_4 e HPO_3^{2-} serão, respectivamente,

A) +5, +7, +5, +3, +3 e +3.

B) –5, +5, +5, +3, –3 e +3.

C) +5, +7, +5, +2, +3 e +1.

D) +7, –5, +5, –4, +2 e –4.

E) –5, –7, –5, –3, –3 e –3.

04. (FURG-RS–2007) A alternativa que apresenta o número de oxidação **CORRETO** para o cloro, nos compostos $NaC\ell O$, $KC\ell O_4$, $HC\ell$ e $HC\ell O_3$, respectivamente, é:

A) –1, –3, +1, +2 D) +1, +7, –1, +5

B) –1, +7, –1, +5 E) +1, +3, –1, –2

C) +1, +3, –1, +2

05. (UFCG-PB–2008) Os processos de oxidação do metanol podem produzir vários compostos, entre os quais se incluem o monóxido de carbono, o metanal, o ácido metanoico e o dióxido de carbono. Considerando os números de oxidação do carbono nos diferentes compostos, assinale a afirmativa **CORRETA**.

A) O carbono tem o mesmo número de oxidação nas moléculas de monóxido de carbono e ácido metanoico.

B) O número de oxidação do carbono aumenta na sequência das seguintes moléculas: metanal, ácido metanoico, dióxido de carbono e metanol.

C) O número de oxidação do carbono diminui na sequência das seguintes moléculas: dióxido de carbono, metanol, monóxido de carbono e metanal.

D) O número de oxidação do carbono na molécula de monóxido de carbono é o dobro do número de oxidação do carbono na molécula de dióxido de carbono.

E) A soma dos números de oxidação do carbono nas moléculas de metanal e ácido metanoico é igual ao número de oxidação do carbono na molécula de metanol.

06. A soma algébrica dos números de oxidação do iodo nas substâncias NaIO, NaI, NH_4IO_3 e I_2 é

A) 3. B) 5. C) 6. D) 7.

07. (FUVEST-SP–2010) Na produção de combustível nuclear, o trióxido de urânio é transformado no hexafluoreto de urânio, como representado pelas equações químicas:

I. $UO_{3(s)} + H_{2(g)} \rightarrow UO_{2(s)} + H_2O_{(g)}$

II. $UO_{2(s)} + 4HF_{(g)} \rightarrow UF_{4(s)} + 2H_2O_{(g)}$

III. $UF_{4(s)} + F_{2(g)} \rightarrow UF_{6(g)}$

Sobre tais transformações, pode-se afirmar, **CORRETAMENTE**, que ocorre oxidorredução apenas em

A) I. C) III. E) I e III.

B) II. D) I e II.

08. (FGV-SP) Em qual das seguintes reações ocorre oxidação do átomo de enxofre?

A) $SO_{2(g)} + MgO_{(s)} \rightarrow MgSO_{3(s)}$

B) $SO_4^{2-}{}_{(aq)} + Pb^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)}$

C) $Na_2S_{(s)} + 2H^+{}_{(aq)} \rightarrow H_2S_{(g)} + 2Na^+{}_{(aq)}$

D) $K_2SO_{4(s)} \rightarrow 2K^+{}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

E) $S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

09. (ITA-SP) Das reações a seguir:

I. $4HC\ell + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2C\ell_2$

II. $HCOOH \rightarrow H_2O + CO$

III. $CO + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2$

IV. $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

V. $NH_4C\ell \rightarrow HC\ell + NH_3$

as que representam reações de oxirredução são

A) apenas I, II e IV.
B) apenas I, III e IV.
C) apenas II, III e IV.
D) apenas II, III e V.
E) todas as cinco equações.

10. (UFOP-MG–2009) Lentes do tipo *best gray*® e *transitions*® são fabricadas com vidros chamados fotocrômicos. Esses vidros contêm íons prata e íons cobre que participam de um equilíbrio de oxirredução representado, simplificadamente, pela seguinte equação:

$$\underset{\text{vidro claro}}{Cu^+_{(s)} + Ag^+_{(s)}} \rightleftharpoons \underset{\text{vidro escuro}}{Cu^{2+}_{(s)} + Ag_{(s)}}$$

Sob efeito de sol forte, a alta energia da luz ultravioleta provoca a formação de átomos de prata, e a lente escurece. Quando a intensidade da luz é reduzida, a reação se inverte, e a lente fica mais clara. Assim, quando a lente escurece, podemos dizer que

A) o íon Ag^+ atua como doador de elétrons.
B) o íon Cu^+ atua como agente redutor.
C) o íon Ag^+ é oxidado.
D) o íon Cu^+ é reduzido.

11. (FCMMG) Com respeito a uma reação de oxirredução, podem ser feitas as seguintes afirmações:

I. O redutor sofre oxidação e, portanto, perde elétrons.

II. O oxidante sofre redução e, portanto, ganha elétrons.

III. A transferência de elétrons é feita do oxidante para o redutor.

Em relação às afirmações anteriores, pode-se dizer que

A) somente III é correta.
B) somente I e II são corretas.
C) somente I e III são corretas.
D) somente II e III são corretas.
E) todas as afirmações são corretas.

12. (UFV-MG–2007) O acumulador de chumbo, uma das baterias mais utilizadas, principalmente para o fornecimento de energia em veículos automotores, opera no processo de descarga segundo a reação representada por

$$Pb_{(s)} + 2H_2SO_{4(aq)} + PbO_{2(s)} \rightarrow 2PbSO_{4(s)} + H_2O_{(\ell)}$$

Assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) PbO_2 é o agente oxidante.
B) Chumbo metálico é oxidado a $PbSO_4$.
C) O ácido sulfúrico é o agente redutor.
D) A acidez da solução diminui.
E) O número de oxidação do chumbo no PbO_2 é igual a +4.

13. (Unimontes-MG–2010) A capacidade de oxidação dos não metais está relacionada com suas eletronegatividades: quanto mais eletronegativo for o não metal, mais forte será o agente oxidante. Sendo assim, ao colocar o gás cloro ($C\ell_2$) na presença de cada um dos ânios F^- (fluoreto), Br^- (brometo) e I^- (iodeto), é **INCORRETO** afirmar que

A) os íons Br^- e I^- serão oxidados pelo cloro.
B) o íon iodeto age como um agente redutor.
C) os átomos de cloro são reduzidos pelos íons Br^-.
D) o gás cloro oxida o íon fluoreto a gás flúor, F_2.

14. (UFTM-MG–2011) O dióxido de enxofre é um poluente atmosférico gerado pela combustão de combustível fóssil, por processos industriais e por ação de bactérias em rios poluídos. A dosagem deste gás pode ser feita através da sua reação com o permanganato de potássio, de acordo com a equação

$$5SO_{2(g)} + 2KMnO_{4(aq)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2MnSO_{4(aq)} + 2H_2SO_{4(aq)} + K_2SO_{4(aq)}.$$

O agente redutor e o número total de elétrons envolvidos na reação, são, respectivamente,

A) SO_2 e 5.
B) SO_2 e 8.
C) SO_2 e 10.
D) $KMnO_4$ e 5.
E) $KMnO_4$ e 10.

SEÇÃO ENEM

01. Com a intenção de proteger o motorista e o passageiro de lesões corporais mais graves, em muitos países, já é obrigatório, em automóveis, o dispositivo chamado de *air bag*. Em caso de acidente, um microprocessador desencadeia uma série de reações químicas que liberam uma certa quantidade de nitrogênio, $N_{2(g)}$, que infla rapidamente um balão plástico situado à frente dos ocupantes do automóvel. As reações químicas que ocorrem nesse processo estão representadas pelas seguintes equações:

1) $2NaN_{3(s)} \rightarrow 2Na_{(s)} + 3N_{2(g)}$
2) $10Na_{(s)} + 2KNO_{3(s)} \rightarrow 5Na_2O_{(s)} + K_2O_{(s)} + N_{2(g)}$
3) $K_2O_{(s)} + Na_2O_{(s)} + SiO_{2(s)} \rightarrow$ Silicato alcalino (vidro)

Em um acidente de trânsito em que o *air bag* é disparado,

A) o sódio metálico ($Na_{(s)}$) atua como agente oxidante.
B) o nitrato de potássio ($KNO_{3(s)}$) atua como agente redutor.
C) o óxido de potássio ($K_2O_{(s)}$) atua como agente redutor.
D) o trinitreto de sódio ($NaN_{3(s)}$) sofre auto-oxirredução.
E) não ocorrem processos de oxirredução.

02. Um dos primeiros bafômetros usados comercialmente, cujo princípio continua ainda a ser empregado nos dias de hoje, foi desenvolvido por R. F. Borkenstein em 1958. De acordo com a concepção de Borkenstein, o ar soprado pelo suspeito é bombeado em uma solução de dicromato de potássio fortemente acidulada com ácido sulfúrico, e o etanol introduzido na solução reage com os íons dicromato, produzindo acetaldeído e íons Cr (III). Conforme o etanol reage, há uma mudança da coloração laranja característica dessa solução para um tom esverdeado.

$$3CH_3CH_2OH + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow$$
$$3CH_3CHO + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

SILVA, Renata Alves da. *Relatório de Prática de Ensino de Química*. 2008.

A mudança de cor verificada no teste do bafômetro é explicada pelo fato de

A) a reação que ocorre ser de oxirredução.
B) o carbono do etanol sofrer oxidação.
C) o NOx do carbono oxidado no acetaldeído ser igual a +1.
D) o H_2SO_4 atuar como agente oxidante.
E) o cromo do $K_2Cr_2O_7$ sofrer redução.

03. A natureza eletroquímica da corrosão em meio aquoso foi confirmada de forma inquestionável no início do século passado. Uma experiência clássica, que ilustra de forma bem clara as reações eletroquímicas envolvidas no processo de corrosão do aço carbono, é a da gota salina.

Nessa experiência, uma gota de uma solução NaCℓ 3% é vertida sobre uma superfície finamente lixada de aço carbono. A solução também contém uma pequena quantidade do indicador ferricianeto de potássio, que se torna azul em presença de íons ferrosos (azul da Prússia), e do indicador fenolftaleína, que se torna rosa na presença de OH^-. Olhando a gota por cima, observa-se que logo de início aparecem pequenas áreas tanto de coloração azul como rosa, distribuídas ao acaso sobre a superfície do aço (distribuição primária), conforme ilustrado a seguir na Figura 1a.

Após certo tempo, no entanto, a distribuição dessas áreas altera-se, conforme mostrado na Figura 1b, ficando a área rosa na periferia da gota, a área azul no centro e, aparecendo entre as duas áreas, um precipitado de coloração marrom (distribuição secundária).

Figura 1a

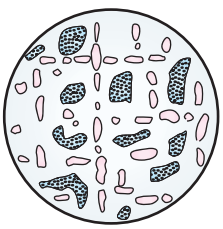


Figura 1b

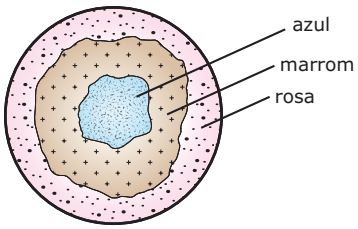


Figura 1: Aspecto da gota salina vista de cima logo no início do ensaio (a) (distribuição primária) e um certo tempo depois (b) (distribuição secundária).

A Figura 2 mostra, em corte, as reações que ocorrem dentro da gota.

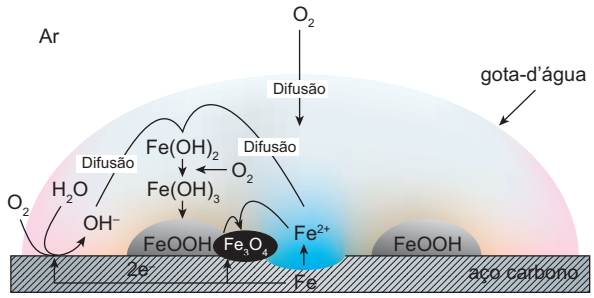


Figura 2: Gota salina vista de lado na distribuição secundária, com a indicação das reações que ocorrem.

Disponível em: <http://www.cba-ibs.com.br/downloads/apostilas/Fundamentos_da_corros%C3%A3o.pdf>. Acesso em: 14 out. 2010 (Adaptação).

A formação da cor rosa na periferia da gota é provocada pela

A) oxidação do ferro presente no aço carbono.
B) precipitação de hidróxido férrico.
C) redução de oxigênio proveniente do ar atmosférico.
D) formação de hidróxido ferroso.
E) diminuição do pH da solução salina.

GABARITO

Fixação

01. B
02. A
03. V V F F
04. A
05. D

Propostos

01. A) +5
B) +7
C) +4
D) +2
E) +4
F) –2
G) $-\frac{1}{2}$

02. E
03. A
04. D
05. A
06. B
07. E
08. E
09. B
10. B
11. B
12. C
13. D
14. C

Seção Enem

01. D
02. E
03. C

QUÍMICA

Ácidos de Arrhenius

MÓDULO 14 FRENTE C

FUNÇÕES INORGÂNICAS

Atualmente, são inúmeras as substâncias conhecidas e catalogadas na Química, e estudá-las individualmente seria praticamente impossível. Agrupá-las de acordo com propriedades e características químicas semelhantes foi a solução encontrada para tal problema. A esses conjuntos de substâncias com propriedades e características semelhantes chamamos funções químicas.

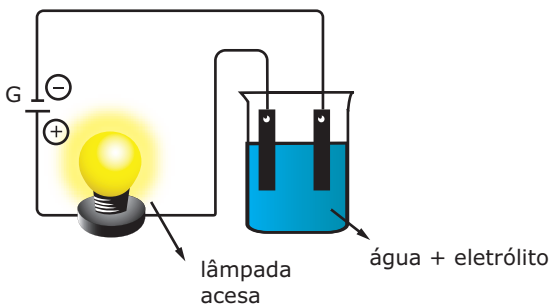
Uma função química pode ser caracterizada por um átomo ou grupo de átomos, neutros ou carregados, responsáveis pela semelhança no comportamento químico das diferentes substâncias que compõem a função.

Iremos agora estudar as funções inorgânicas, que são os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

TEORIA DE ARRHENIUS

Arrhenius, inicialmente, classificou as substâncias em eletrólitos e não eletrólitos, conforme suas espécies químicas formassem ou não íons ao serem dissolvidas em água.

Ele demonstrou que os não eletrólitos não conduziam corrente porque suas estruturas mantinham-se inalteradas quando em solução aquosa.



Experiência utilizada para a determinação dos eletrólitos.

Arrhenius dizia que uma solução só seria eletrolítica se sofresse o processo de ionização ou dissociação para haver a liberação de íons.

DISSOCIAÇÃO

É o processo que ocorre com compostos iônicos em que há a separação dos íons já existentes devido à quebra do retículo cristalino, pela presença do solvente ou fusão do sólido.

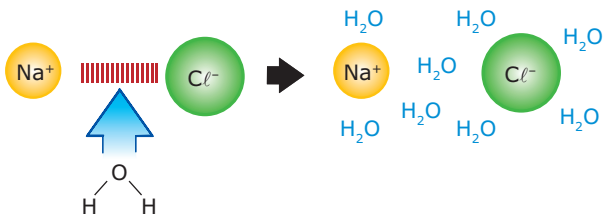
Dissociação ⇒ separação de íons preexistentes.

Exemplo:

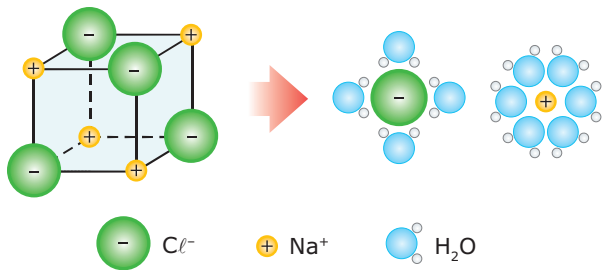
O cloreto de sódio sofre dissociação em meio aquoso, conforme a seguinte equação:

$$NaC\ell_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

íons fixos → íons livres



Quando há a separação dos íons, as moléculas de água envolvem os cátions e ânions (solvatação).



No estado líquido, os compostos iônicos também encontram-se dissociados, uma vez que o aquecimento afasta os íons, rompendo o retículo cristalino.

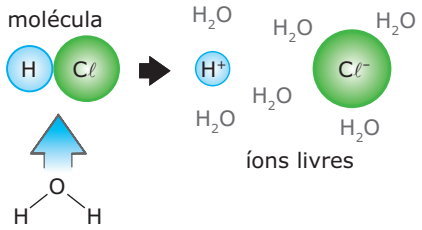
IONIZAÇÃO

É o processo que ocorre com compostos moleculares em que há a quebra de ligações polares com a formação de íons.

Ionização ⇒ quebra de ligações com a formação de íons.

Exemplo:

$$HC\ell_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$



A ionização também pode ser denominada dissociação, termo frequentemente empregado em questões de vestibulares. O raciocínio utilizado para essa denominação é o de que, antes do processo de ionização, átomos ou grupos de átomos estavam ligados (associados) e, durante o processo de dissociação, houve a ruptura de ligações, originando íons. Sendo assim, esses átomos ou grupo de átomos não estão mais associados, tendo havido, portanto, uma dissociação.

GRAU DE IONIZAÇÃO OU DISSOCIAÇÃO (α)

Para medir a extensão de uma ionização ou dissociação, utiliza-se o cálculo do percentual de estruturas que ionizam ou dissociam, α:

$$\alpha = \frac{\text{nº de estruturas ionizadas ou dissociadas}}{\text{nº de estruturas dissolvidas}}$$

Podemos calcular o valor percentual de α:

$$\alpha\% = \alpha \cdot 100$$

Os valores do grau de ionização ou dissociação variam:

	Valor mínimo	Valor máximo
Numérico	0	1
Percentual	0%	100%

De acordo com o valor de α, podemos classificar os eletrólitos em:

Fortes: $\alpha\% > 50\%$

Moderados: $5\% < \alpha\% < 50\%$

Fracos: $\alpha\% < 5\%$

O critério utilizado para classificar um eletrólito, quanto à sua força, é a condutividade elétrica de sua solução aquosa. Eletrólitos fortes apresentam soluções aquosas com grande quantidade de íons dissolvidos, portanto, apresentam alta condutividade elétrica.

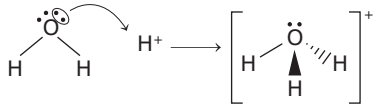
ÁCIDOS

A Teoria de Arrhenius, para as funções inorgânicas, baseia-se nos processos de ionização ou dissociação dos compostos em meio aquoso.

Segundo Arrhenius, ácidos são todos os compostos que, dissolvidos em água, sofrem ionização, liberando, como único cátion, o íon H^+. Os ácidos são compostos exclusivamente moleculares.

Em meio aquoso, o íon H^+ é capturado pela água, dando origem ao íon hidrônio ou hidroxônio.

$$H^+_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)}$$



Exemplos:

$$HC\ell_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

ou

$$HC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

$$H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

ou

$$H_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

OBSERVAÇÃO

- Os ácidos com mais de um hidrogênio ionizável* liberam o H^+ em etapas sucessivas.

  1ª etapa: $H_2SO_{4(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)}$

  2ª etapa: $HSO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

  Equação global: $H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

Classificação dos ácidos

Quanto à existência de oxigênio

- Hidrácidos ou desoxiácidos (não possuem oxigênio): $HC\ell$, HCN.
- Oxiácidos (possuem oxigênio): H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4.

Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

- Monoácidos (1 H^+): $HC\ell$, HNO_3, HCN
- Diácidos (2 H^+): H_2SO_4, H_2CO_3, H_2S
- Triácidos (3 H^+): H_3PO_4, H_3BO_3
- Tetrácidos (4 H^+): $H_4P_2O_7$, H_4SiO_4

OBSERVAÇÃO

- Não são comuns ácidos com mais de 4 H^+.

** Hidrogênio ionizável é todo átomo de hidrogênio que pode ser liberado na forma de íon H^+, quando o composto é dissolvido em água.*

Quanto à força (de acordo com o grau de ionização)

Para os hidrácidos:

Fortes: HCℓ < HBr < HI

Médio: HF

Fracos: os demais

Para comparar a força entre os hidrácidos de uma série, formados por elementos de uma mesma família, é necessário levar em consideração o raio atômico desses elementos. No caso da série HF, HCℓ, HBr e HI, os átomos de flúor, cloro, bromo e iodo apresentam raios atômicos diferentes. A ligação H—I é mais fraca que a ligação H—F, apesar de ser menos polar, devido ao fato de o raio atômico do iodo ser maior do que o raio atômico do flúor. Quanto maior for o comprimento de uma ligação, mais facilmente esta será rompida, tornando o composto um eletrólito forte. Comparando-se os elementos de uma mesma família, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico, facilitando a ionização do ácido. Assim, a ordem crescente de força dos hidrácidos é HF < HCℓ < HBr < HI.

Para os oxiácidos:

Podemos determinar a força de um oxiácido a partir da seguinte regra prática:

nº oxigênios – nº H^+ ionizáveis	Classificação
= 0	Fraco
= 1	Médio
= 2	Forte
= 3	Muito forte

Exemplos:

HCℓO ⇒ 1 – 1 = 0 (fraco)

HNO_2 ⇒ 2 – 1 = 1 (médio)

H_2SO_4 ⇒ 4 – 2 = 2 (forte)

$HCℓO_4$ ⇒ 4 – 1 = 3 (muito forte)

OBSERVAÇÃO

- Essa regra não é válida para o H_2CO_3, que é fraco. O ácido carbônico sofre decomposição, diminuindo a quantidade de moléculas que podem realizar ionização:

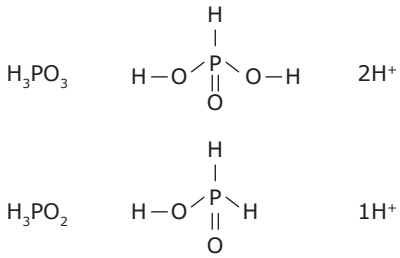
$$H_2CO_{3(aq)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

Cuidado!

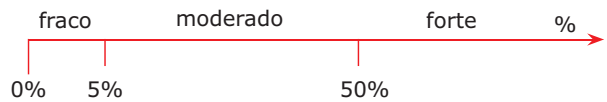
H_3PO_3 ⇒ apesar de possuir 3 hidrogênios, somente 2 são ionizáveis (diácido ⇒ 2 H^+).

H_3PO_2 ⇒ possui somente 1 hidrogênio ionizável (monoácido ⇒ 1 H^+).

Somente os hidrogênios ligados a oxigênios nos oxiácidos são ionizáveis, devido à grande diferença de eletronegatividade entre os dois, o que facilita a quebra da ligação e a liberação do hidrogênio, na forma iônica.



Ácido	Grau de ionização (%)	Classificação
HI	95%	Fortes
HBr	93,5%	
HCℓ	92,5%	
HNO_3	92%	
H_2SO_4	61%	
H_2SO_3	30%	Moderados
H_3PO_4	27%	
HF	8,5%	
H_2S	0,08%	Fracos
H_3BO_3	0,07%	
HCN	0,008%	



Para comparar a força entre oxiácidos de uma série, formados por elementos de uma mesma família e com mesmo número de oxigênios, é necessário levar em consideração a eletronegatividade desses elementos. No caso da série HCℓO, HBrO e HIO, o número de oxidação do halogênio é igual a +1 e a diferença entre o número de oxigênios e hidrogênios é zero em todos os compostos. No entanto, os átomos de cloro, bromo e iodo apresentam eletronegatividades diferentes, característica que vamos usar para comparar a força dos ácidos. Nesses compostos, o hidrogênio encontra-se ligado ao oxigênio, que está ligado ao halogênio. A ligação OH será mais polarizada, portanto, o ácido será mais forte quanto mais eletronegativo for o halogênio. Comparando-se os elementos de uma mesma família, a eletronegatividade diminui com o aumento do número atômico. Assim, a ordem crescente de força dos ácidos é HIO < HBrO < HCℓO.

Para comparar a força entre oxiácidos de uma série, formados pelo mesmo elemento químico e com diferentes números de oxigênios, é necessário levar em consideração a polarização da ligação OH, gerada pelos grupos ligados à hidroxila.

No caso da série $HC\ell O$, $HC\ell O_2$, $HC\ell O_3$ e $HC\ell O_4$, as hidroxilas estão ligadas, respectivamente, aos seguintes grupamentos: $C\ell$, $C\ell O$, $C\ell O_2$ e $C\ell O_3$. Como o grupamento $C\ell O_3$ apresenta mais átomos eletronegativos, ele deslocará a densidade eletrônica da ligação OH na direção do átomo de oxigênio, pois parte da densidade eletrônica desse elemento é deslocada na direção do cloro. A ligação OH será mais polarizada, por isso, o ácido $HC\ell O_4$ será o mais forte. Portanto, quanto mais eletronegativo for o átomo ligado à hidroxila e quanto maior for o número de átomos de oxigênios ligados ao elemento central, maior será a força do ácido. Assim, a ordem crescente de força dos ácidos é $HC\ell O < HC\ell O_2 < HC\ell O_3 < HC\ell O_4$.

Na ionização dos ácidos, ocorre a formação de um equilíbrio químico. No caso de um eletrólito forte, a maioria das partículas, na maior parte do tempo, encontra-se na forma de íons. Já no caso de um eletrólito fraco, a maioria das partículas, na maior parte do tempo, encontra-se na forma de moléculas.

Quanto à volatilidade

- Ácidos fixos (são sólidos ou líquidos pouco voláteis): H_3PO_4, H_3BO_3 e o mais fixo de todos, H_2SO_4.
- Ácidos voláteis (são gases ou líquidos voláteis): $HC\ell$, H_2S, HCN (gases) e HNO_3 (líquido).

A volatilidade de um ácido no estado líquido será menor quanto mais intensas forem as suas interações intermoleculares. Quanto maior for a polaridade das moléculas do ácido, mais fortes serão essas interações e menos volátil será o ácido. Como o ácido cujas interações intermoleculares são mais intensas é o ácido sulfúrico, este também é o ácido menos volátil.

Nomenclatura dos Ácidos

Hidrácidos

Retira-se a terminação **-eto** do ânion de origem e acrescenta-se a terminação **-ídrico**, precedida pela palavra ácido.

Ácido _____ **ídrico**
Nome do ânion – **eto**

Ânion	Ácido
$C\ell^-$ ⇒ cl**oreto**	$HC\ell$ ⇒ ácido cl**orídrico**
F^- ⇒ fluo**reto**	HF ⇒ ácido fluo**rídrico**
Br^- ⇒ brom**eto**	HBr ⇒ ácido brom**ídrico**
I^- ⇒ iod**eto**	HI ⇒ ácido iod**ídrico**
CN^- ⇒ cian**eto**	HCN ⇒ ácido cian**ídrico**
S^{2-} ⇒ sulf**eto**	H_2S ⇒ ácido sulf**ídrico**

OBSERVAÇÃO

- $HC\ell$ também pode ser chamado de cloreto de hidrogênio, quando puro no estado gasoso.

Oxiácidos

Retiram-se a terminações **-ito** e **-ato** do ânion de origem e acrescentam-se a terminações **-oso** e **-ico**, respectivamente, precedidas pela palavra ácido.

Ânion { – ito / – ato } ⇒ Ácido { + oso / + ico }

- Quando o elemento forma um único oxiácido:

Ácido _____ **ico**
Nome do ânion – **ato**

Ânion	Ácido
CO_3^{2-} ⇒ carbon**ato**	H_2CO_3 ⇒ ácido carbôn**ico**
BO_3^{3-} ⇒ bor**ato**	H_3BO_3 ⇒ ácido bór**ico**

- Quando o elemento forma dois oxiácidos:

Ácido	_____ **ico** ⇒ maior NOx Nome do ânion – **ato** _____ **oso** ⇒ menor NOx Nome do ânion – **ito**

Ânion	Ácido
NO_2^- ⇒ nitr**ito**	HNO_2 ⇒ ácido nitr**oso** (NOx = +3)
NO_3^- ⇒ nitr**ato**	HNO_3 ⇒ ácido nítr**ico** (NOx = +5)

- Quando o elemento forma três ou quatro oxiácidos:

Ácido	**per** _____ **ico** Nome do ânion – **ato** _____ **ico** Nome do ânion – **ato** _____ **oso** Nome do ânion – **ito** **hipo** _____ **oso** Nome do ânion – **ito**

ácido { per ico (NOx = +7) / ico (NOx = +5) / oso (NOx = +3) / hipo oso (NOx = +1) } ↓ o NOx do elemento central diminui

Ânion	Ácido
BrO_4^- ⇒ perbrom**ato**	$HBrO_4$ ⇒ ácido **per**brôm**ico** (NOx = +7)
BrO_3^- ⇒ brom**ato**	$HBrO_3$ ⇒ ácido brôm**ico** (NOx = +5)
BrO_2^- ⇒ brom**ito**	$HBrO_2$ ⇒ ácido brom**oso** (NOx = +3)
BrO^- ⇒ hipobrom**ito**	HBrO ⇒ ácido **hipo**brom**oso** (NOx = +1)

- Quanto à diferença do grau de hidratação:

  Alguns oxiácidos diferem-se pela quantidade de água que estaria envolvida na sua formação. Esses oxiácidos recebem os prefixos **orto-**, **piro-** e **meta-**, respectivamente, indicando a quantidade de água decrescente.

Exemplo:

O P_2O_5 pode dar origem a 3 oxiácidos do fósforo.

$P_2O_5 + 1H_2O \rightarrow 2HPO_3$	Ácido **meta**fosfórico (menos hidratado)
$P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$	Ácido **piro**fosfórico
$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$	Ácido (**orto**)fosfórico (mais hidratado)

Note que, em todos eles, o NOx do fósforo é +5.

Ainda podemos obter os ácidos meta e pirofosfórico a partir do ortofosfórico.

$$2 \times H_3PO_4 = H_6P_2O_8$$
$$- H_2O$$

ácido pirofosfórico ⇒ $H_4P_2O_7$

$$H_3PO_4$$
$$- H_2O$$

ácido metafosfórico ⇒ HPO_3

PRINCIPAIS ÁCIDOS DO COTIDIANO

Ácido fosfórico (H_3PO_4)

- É utilizado como acidulante em produtos alimentícios.
- É utilizado como matéria-prima para a fabricação de fertilizantes.

Ácido clorídrico ($HC\ell$)

- O ácido impuro é vendido no comércio com o nome ácido muriático.
- É encontrado no suco gástrico do estômago.
- É um reagente muito usado na indústria e no laboratório.
- É usado na limpeza de edifícios após a sua caiação (pintura a cal), para remover os respingos de cal.
- É usado na limpeza de superfícies metálicas antes da soldagem dos respectivos metais.

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

- É o ácido mais importante na indústria e no laboratório. O poder econômico de um país pode ser avaliado pela quantidade de ácido sulfúrico que ele fabrica e consome.
- O maior consumo de ácido sulfúrico é na fabricação de fertilizantes, tais como os superfosfatos e o sulfato de amônio.
- É o ácido dos acumuladores de chumbo (baterias) usados nos automóveis.
- É consumido em enormes quantidades, em inúmeros processos industriais, tais como processos de indústria petroquímica, fabricação de papel, corantes, etc.
- O ácido sulfúrico concentrado é um dos desidratantes mais enérgicos. Assim, ele carboniza os hidratos de carbono, como os açúcares, o amido e a celulose; a carbonização deve-se à desidratação desses materiais.

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_{4(conc.)}} 12C + 11H_2O$$

$$(C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow{H_2SO_{4(conc.)}} 6nC + 5nH_2O$$

- O ácido sulfúrico "destrói" o papel, o tecido de algodão, a madeira, o açúcar e outros materiais devido à sua enérgica ação desidratante.
- O ácido sulfúrico concentrado tem ação corrosiva sobre os tecidos dos organismos vivos também devido à sua ação desidratante. Produz sérias queimaduras na pele, por isso, é necessário extremo cuidado ao manuseá-lo.
- É um dos componentes da chuva ácida em ambientes poluídos, formado pela reação entre oxidos de enxofre e $H_2O_{(\ell)}$ na atmosfera.

$$SO_{2(g)} + \tfrac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

Ácido nítrico (HNO_3)

- Depois do ácido sulfúrico, é o ácido mais fabricado e mais consumido na indústria.
- Seu maior consumo é na fabricação de explosivos, tais como:
  - **A.** Nitroglicerina (dinamite)
  - **B.** Trinitrotolueno (TNT)
  - **C.** Trinitrocelulose (algodão pólvora)
  - **D.** Ácido pícrico e picrato de amônio
- É usado na fabricação do salitre, que, por sua vez, é usado como fertilizante na agricultura e na fabricação da pólvora negra (salitre + carvão + enxofre). Salitre: $NaNO_3$ e KNO_3.
- É encontrado na água da chuva, quando esta é acompanhada de raios, ou em ambientes poluídos. É formado pela reação entre óxidos de nitrogênio e água da atmosfera (chuva ácida).

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\text{raios}} 2NO_{(g)}$$

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

$$2NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow HNO_{3(aq)} + HNO_{2(aq)}$$

- O ácido nítrico concentrado é um líquido muito volátil e muito corrosivo, possuindo vapores muito tóxicos. Assim como ocorre com o ácido sulfúrico, é necessário muito cuidado ao manuseá-lo.

Ácido fluorídrico (HF)

- Tem a característica de corroer o vidro e, por isso, não pode ser guardado em frascos desse material. Geralmente, usam-se frascos de polietileno.
- É usado para gravar sobre o vidro.

Ácido cianídrico (HCN)

- É extremamente tóxico.
- O HCN gasoso é o gás das câmaras de gás, usado na execução da pena de morte.

Ácido carbônico (H_2CO_3)

- Está presente nas águas minerais gaseificadas e nos refrigerantes.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

- É o ácido da chuva ácida em ambientes não poluídos e na ausência de raios e relâmpagos.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UNIFESP) Para distinguir uma solução aquosa de HF (ácido fraco) de outra de $HC\ell$ (ácido forte), de mesma concentração, foram efetuados os seguintes procedimentos independentes com cada uma das soluções:

I. Determinação da temperatura de congelamento do solvente.

II. Medida de pH.

III. Teste com uma tira de papel tornassol azul.

IV. Medida de condutibilidade elétrica das soluções.

Os procedimentos que permitem distinguir entre essas soluções são

A) I, II e IV, apenas.
B) II, III e IV, apenas.
C) II e IV, apenas.
D) III e IV, apenas.
E) IV, apenas.

02. (UNA-MG) O nome dos ácidos apresentados a seguir são, respectivamente,

H_2SO_3 $\quad HC\ell O_4$ $\quad H_2S$ $\quad H_3PO_4$

A) sulfuroso, perclórico, sulfídrico e fosfórico.
B) sulfídrico, clórico, sulfúrico e fosforoso.
C) sulfúrico, clorídrico, sulfuroso e ortofosfórico.
D) sulfuroso, clórico, sulfídrico e metafosforoso.

03. (UFU-MG–2008) Correlacione os ácidos da 1ª Coluna com as respectivas características e aplicações listadas na 2ª Coluna.

1ª COLUNA

I. H_2SO_4

II. H_3PO_4

III. $HC\ell$

IV. CH_3COOH

V. HCN

2ª COLUNA

( ) Encontrado no comércio como ácido muriático.
( ) Usado para temperar saladas.
( ) Adicionado em bebidas e refrigerantes.
( ) Adicionado em baterias de automóveis.
( ) Extremamente tóxico.

Marque a alternativa que apresenta a sequência **CORRETA** de cima para baixo.

A) I, II, IV, V, III
B) III, IV, II, I, V
C) IV, II, III, V, I
D) IV, II, I, III, IV

04. (Mackenzie-SP–2007) O gambá, ao sentir-se acuado, libera uma mistura de substâncias de odor desagradável, entre elas o gás sulfídrico. Sobre esse gás, é **INCORRETO** afirmar que

Dados:

Número atômico: H = 1; S = 16.

Massa molar (g.mol^{-1}): H = 1; S = 32.

A) possui fórmula molecular HS.

B) é sua fórmula estrutural.

C) em água, produz uma solução ácida.

D) apresenta cheiro de ovo podre.

E) tem massa molar igual a 34 g.mol^{-1}.

05. (PUC Minas–2007) O dióxido de carbono presente na atmosfera se dissolve na água de chuva, originando ácido carbônico.

O equilíbrio que representa **CORRETAMENTE** esse fenômeno é

A) $H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(\ell)}$.

B) $H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{2(\ell)}$.

C) $H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_2O_{2(\ell)}$.

D) $H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (Unicamp-SP) **INDIQUE**, na afirmação a seguir, o que é **CORRETO** ou **INCORRETO**, justificando sua resposta em poucas palavras. "Uma solução aquosa de cloreto de hidrogênio apresenta o número de cátions H^+ igual ao de ânions $C\ell^-$. Portanto, é eletricamente neutra e não conduz eletricidade."

02. (Mackenzie-SP–2006) Na dissolução em água do cloreto de hidrogênio gasoso (ou gás clorídrico), formam-se íons H_3O^+ e $C\ell^-$. A respeito desse fenômeno, fazem-se as afirmações.

Dado: Número atômico: H = 1 ; O = 8 ; Cℓ = 17.

I. As moléculas do HCℓ, por serem polares, são atraídas fortemente pelas moléculas de água.

II. Há a quebra da ligação covalente no HCℓ.

III. A reação é de ionização.

IV. O ânion produzido tem oito elétrons na última camada.

Estão **CORRETAS**

A) I e II, somente.

B) I, III e IV, somente.

C) II e III, somente.

D) I, II e III, somente.

E) I, II, III e IV.

03. (Mackenzie-SP–2006) A equação a seguir representa uma reação

$$H_3PO_4 + 3H_2O \rightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

A) de dissociação iônica.

B) que tem um diácido como reagente.

C) de ionização total, formando o cátion hidroxônio.

D) de ionização, produzindo o ânion fosfeto.

E) que, na ionização total, produz um ânion monovalente.

04. (ITA-SP) Qual dos ácidos a seguir é o menos volátil?

A) HCℓ

B) HI

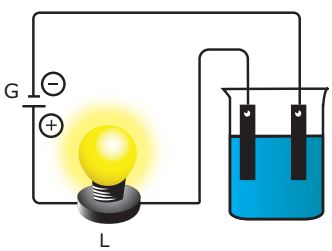
C) H_2SO_3

D) H_2SO_4

E) CH_3CH_2COOH

05. (VUNESP) Verifica-se, experimentalmente, que tanto a água como o ácido nítrico puros são maus condutores de eletricidade. Observa-se, também, que uma solução de ácido nítrico em água é boa condutora de eletricidade. **EXPLIQUE** essas observações experimentais.

06. (UEPB) Observe o esquema a seguir:



A força de um ácido é medida pelo seu grau de ionização (α), ou seja, pela relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas. Em qual das soluções – de mesma concentração e à mesma temperatura – a lâmpada (L) do esquema apresenta maior brilho?

A) HF C) H_3PO_4 E) H_4SiO_4

B) HNO_3 D) H_2S

07. (UFC–2007) A força dos ácidos varia em função de uma série de propriedades, tais como: constituintes químicos, geometria da molécula, estado de oxidação das espécies envolvidas, etc. Considerando os ácidos HCℓO, HBrO e HIO, é **CORRETO** afirmar que

A) o HCℓO é um ácido mais fraco do que o HIO.

B) o HBrO é um ácido mais forte do que o HCℓO.

C) a ordem crescente de acidez é HIO, HBrO, HCℓO.

D) a ordem decrescente de acidez é HIO, HCℓO, HBrO.

E) os estados de oxidação do Cℓ, Br e I são –1, –2 e –3, respectivamente.

08. (FGV-SP–2008) Na tabela, são dadas as energias de ligação (kJ/mol) a 25 ºC para algumas ligações simples, para moléculas diatômicas entre H e os halogênios (X).

	H	F	Cℓ	Br	I
H	432	568	431	366	298
F		158	254	250	278
Cℓ			243	219	210
Br				193	175
I					151

Analise as afirmações seguintes:

I. Entre os compostos HX, o HF é o ácido mais fraco e a sua ligação H—X é a mais forte.

II. A distância de ligação entre os átomos, nas moléculas X_2, é maior no I_2, já que a sua energia de ligação é a mais fraca.

III. A molécula com maior momento dipolar é o HI.

Está **CORRETO** o contido em

A) I, II e III.
B) I e II, apenas.
C) I e III, apenas.
D) II e III, apenas.
E) II, apenas.

09. (ACAFE-SC) Os nomes dos ácidos oxigenados a seguir são, respectivamente,

HNO_2 $HC\ell O_3$ H_2SO_4 H_2SO_3 H_3PO_4

A) nitroso, clórico, sulfúrico, sulfuroso e fosfórico.
B) nítrico, clorídrico, sulfuroso, sulfúrico e fosfórico.
C) nítrico, hipocloroso, sulfúrico, sulfuroso e fosforoso.
D) nitroso, perclórico, sulfuroso, sulfúrico e fosfórico.
E) nítrico, cloroso, sulfuroso, sulfúrico e hipofosforoso.

10. (UFC) Associe a coluna da esquerda com a da direita e assinale a alternativa **CORRETA**, de cima para baixo.

I. $HC\ell O_4$ ( ) Ácido hipocloroso

II. $HC\ell O_2$ ( ) Ácido clórico

III. $HC\ell O$ ( ) Ácido perclórico

IV. $HC\ell O_3$ ( ) Ácido cloroso

A) I, II, IV, III
B) II, III, I, IV
C) II, I, IV, III
D) III, IV, I, II
E) N.d.a

11. (PUC Minas) A tabela apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

Nome do ácido	Aplicação e características
Ácido muriático	Limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
Ácido fosfórico	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
Ácido sulfúrico	Desidratante, solução de bateria
Ácido nítrico	Indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente,

A) $HC\ell$, H_3PO_4, H_2SO_4, HNO_3.
B) $HC\ell O$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_2.
C) $HC\ell$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_3.
D) $HC\ell O_2$, $H_4P_2O_7$, H_2SO_3, HNO_2.
E) $HC\ell O$, H_3PO_4, H_2SO_3, HNO_3.

12. (USJT-SP) O ácido cianídrico é o gás de ação venenosa mais rápida que se conhece: uma concentração de 0,3 mg (miligrama) por litro de ar é imediatamente mortal. É o gás usado nos estados americanos do Norte, que adotam a pena de morte por câmara de gás. A primeira vítima foi seu descobridor, Carl Wilhelm Scheele, que morreu ao deixar cair um vidro contendo solução de ácido cianídrico, cuja fórmula molecular é

A) HCOOH.
B) HCN.
C) HCNS.
D) HCNO.
E) $H_4Fe(CN)_6$.

13. (ESPM-SP) Sejam os produtos:

I. Água de bateria

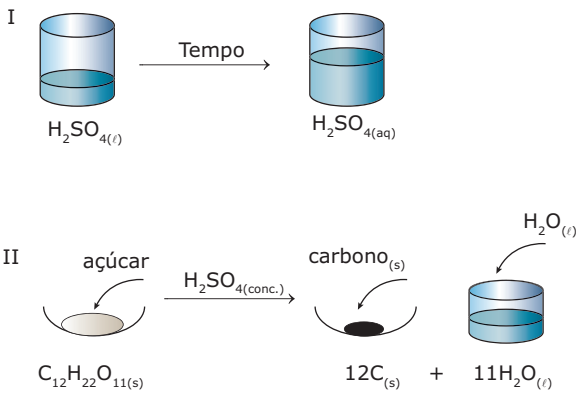
II. Água mineral com gás

III. Ácido muriático

Os ácidos presentes nesses produtos são, respectivamente,

A) $HC\ell$, H_2CO_3, H_2SO_4.
B) H_3PO_4, H_2SO_4, $HC\ell$.
C) H_2SO_4, H_3PO_4, $HC\ell$.
D) $HC\ell$, H_2CO_3, HF.
E) H_2SO_4, H_2CO_3, $HC\ell$.

14. (Unimontes-MG–2007) Os experimentos I e II são relativos ao uso de ácido sulfúrico.



Em análise aos experimentos, pode-se concluir que todas as propriedades a seguir se referem ao ácido sulfúrico, **EXCETO**

A) emulsificante.

B) higroscópico.

C) desidratante.

D) catalisador.

(UFPel-RS–2006)

Instrução: Leia o texto a seguir para responder à questão **15**.

Na troposfera, o SO_2 pode formar H_2SO_4 e o óxido de nitrogênio, HNO_3. Essas substâncias se precipitam junto com a chuva (tornando seu pH até inferior a 5,0) e chegam à crosta terrestre, causando problemas ambientais, como prejuízos para a agricultura, acidificação do solo, corrosão de metais e de monumentos de mármore (carbonato de cálcio), entre outros.

A chuva, naturalmente, apresenta pH de, aproximadamente, 5,5, devido à presença de gás carbônico e de ácidos orgânicos nela dissolvidos.

A formação de H_2SO_4 e HNO_3 (resultantes das emissões de SO_2 e NO pela queima de combustíveis fósseis por veículos, indústrias e termoelétricas) dá-se de acordo com as seguintes equações químicas:

$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ (equação 1)

$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$ (equação 2)

$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ (equação 3)

$2NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow HNO_{2(aq)} + HNO_{3(aq)}$ (equação 4)

15. Sobre o H_2SO_4 citado no texto, é **CORRETO** afirmar que

A) em sua estrutura, existem somente ligações iônicas.

B) torna vermelha uma solução alcoólica de fenolftaleína.

C) ao corroer metais, forma gás carbônico e sais de cálcio.

D) ataca monumentos de mármore, produzindo sulfatos e hidrogênio.

E) é um eletrólito forte, de nome ácido sulfúrico.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2009) O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o H_2CO_3, formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3, o HNO_2, o H_2SO_4 e o H_2SO_3. Esses quatro últimos são formados, principalmente, a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis. A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

A) HNO_3 e HNO_2

B) H_2SO_4 e H_2SO_3

C) H_2SO_3 e HNO_2

D) H_2SO_4 e HNO_3

E) H_2CO_3 e H_2SO_3

02. (Enem–2003) Os gases liberados pelo esterco e por alimentos em decomposição podem conter sulfeto de hidrogênio (H_2S), gás com cheiro de ovo podre, que é tóxico para muitos seres vivos. Com base em tal fato, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Gases tóxicos podem ser produzidos em processos naturais;

II. Deve-se evitar o uso de esterco como adubo porque polui o ar das zonas rurais;

III. Esterco e alimentos em decomposição podem fazer parte no ciclo natural do enxofre (S).

Está correto apenas o que se afirma em

A) I.

B) II.

C) III.

D) I e III.

E) II e III.

QUÍMICA

03. (Enem–2010) As misturas efervescentes, em pó ou em comprimidos, são comuns para a administração de vitamina C ou de medicamentos para azia. Essa forma farmacêutica sólida foi desenvolvida para facilitar o transporte, aumentar a estabilidade de substâncias e, quando em solução, acelerar a absorção do fármaco pelo organismo.

A matérias-primas que atuam na efervescência são, em geral, o ácido tartárico ou o ácido cítrico, que reagem com um sal de caráter básico, como o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), quando em contato com a água. A partir do contato da mistura efervescente com a água, ocorre uma série de reações químicas simultâneas: liberação de íons, formação de ácido e liberação do gás carbônico – gerando a efervescência.

As equações a seguir representam as etapas da reação da mistura efervescente na água, em que foram omitidos os estados de agregação dos reagentes, e H_3A representa o ácido cítrico.

I. $NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$

II. $H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2O + CO_2$

III. $HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2CO_3$

IV. $H_3A \rightleftharpoons 3H^+ + A^-$

A ionização, a dissociação iônica, a formação do ácido e a liberação do gás ocorrem, respectivamente, nas seguintes etapas:

A) IV, I, II e III

B) I, IV, III e II

C) IV, III, I e II

D) I, IV, II e III

E) IV, I, III e II

GABARITO

Fixação

01. A

02. A

03. B

04. A

05. D

Propostos

01. O número de cátions H^+ é igual ao de ânions $C\ell^-$, pois são formados em igual quantidade na ionização do $HC\ell$ ($HC\ell_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + C\ell_{(aq)}$). A solução é eletricamente neutra, pois, nela, a quantidade de cargas elétricas positivas é igual à de cargas negativas. Contudo, é incorreto afirmar que a solução "não conduz eletricidade", uma vez que apresenta íons livres.

02. E

03. C

04. D

05. Tanto H_2O como HNO_3 são compostos moleculares, o que justifica o fato de conduzirem mal a corrente elétrica quando puros. No entanto, ao se dissolver HNO_3 em água, ocorre o processo de ionização ($HNO_{3(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$). Os íons produzidos são responsáveis pela boa condutividade elétrica da solução.

06. B

07. C

08. B

09. A

10. D

11. A

12. B

13. E

14. A

15. E

Seção Enem

01. D

02. D

03. E

QUÍMICA

Bases de Arrhenius

MÓDULO 15 FRENTE C

BASES OU HIDRÓXIDOS

Segundo Arrhenius, bases são todos os compostos que por dissociação, em solução aquosa, originam como único ânion o OH^-, hidroxila ou oxidrila.

A maioria das bases são metálicas. A base não metálica mais importante é NH_4OH.

Vejamos, a seguir, as equações de dissociação de algumas bases:

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$Ba(OH)_{2(s)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

$$Mn(OH)_{4(s)} \rightarrow Mn^{4+}_{(aq)} + 4OH^-_{(aq)}$$

No processo de dissociação das bases, todas as hidroxilas são liberadas. As polibases dissociam-se por etapas, liberando uma hidroxila por vez.

CLASSIFICAÇÃO DAS BASES

Quanto ao número de hidroxilas

- Monobase (possuem 1 OH^-): NaOH, KOH, NH_4OH.
- Dibase (possuem 2 OH^-): $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$.
- Tribase (possuem 3 OH^-): $A\ell(OH)_3$, $Fe(OH)_3$.
- Tetrabase (possuem 4 OH^-): $Sn(OH)_4$, $Mn(OH)_4$, $Pb(OH)_4$.

OBSERVAÇÃO

- Não são comuns bases que possuem mais de 4 OH^-.

Quanto à solubilidade em água

- Solúveis: Hidróxidos da família IA (1) (NaOH, KOH, etc.) e NH_4OH.
- Parcialmente solúveis: Hidróxidos da família IIA (2) ($Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, etc.).
- Praticamente insolúveis: Todos os demais hidróxidos ($CuOH$, $Fe(OH)_3$, etc.).

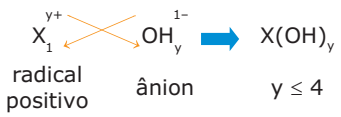
Quanto ao grau de dissociação (α)

- Bases fortes: Possuem $\alpha > 50\%$. São os hidróxidos das famílias IA (1) e IIA (2), que constituem bases de natureza iônica. Uma exceção importante é o $Mg(OH)_2$, uma base fraca utilizada contra acidez estomacal.
- Bases fracas: Possuem $\alpha < 5\%$. São todos os demais hidróxidos, que são bases de natureza molecular ou de baixa solubilidade.

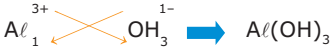
A força de uma base está intimamente relacionada à sua solubilidade. Quanto maior a sua solubilidade, maior será o número de íons hidroxila e de cátions que se desprenderão da rede iônica e, consequentemente, maior será a condutividade elétrica da solução. A amônia, por exemplo, é um eletrólito fraco, pois, em solução aquosa, a maioria das partículas de amônia na maior parte do tempo encontram-se na forma de moléculas.

FORMULAÇÃO DAS BASES

Uma base é sempre formada por uma espécie positiva e pelo ânion hidroxila, OH^-. A carga do radical positivo deverá determinar a quantidade de hidroxilas de uma base, para que as cargas sejam neutralizadas.



Exemplo:



NOMENCLATURA DAS BASES

Escreve-se a palavra hidróxido seguida da preposição "de" e do nome do cátion ligado à hidroxila.

Hidróxido de _____
nome do cátion ligado à hidroxila

Exemplos:

NaOH: Hidróxido de sódio

$Ca(OH)_2$: Hidróxido de cálcio

NH_4OH: Hidróxido de amônio

$A\ell(OH)_3$: Hidróxido de alumínio

Porém, quando o cátion possui mais de um NOx, devemos escrever, após o nome do elemento e em algarismo romano, o NOx do mesmo.

Exemplos:

$Fe(OH)_2 \Rightarrow Fe^{2+}$: Hidróxido de ferro (II)

$Fe(OH)_3 \Rightarrow Fe^{3+}$: Hidróxido de ferro (III)

Uma outra nomenclatura dá ao elemento com maior NOx o sufixo **-ico**, e com menor NOx o sufixo **-oso**.

Exemplos:

$Fe(OH)_2$: Hidróxido ferr**oso**

$Fe(OH)_3$: Hidróxido férr**ico**

$CuOH \Rightarrow Cu^{+}$: Hidróxido de cobre (I) ou cupr**oso**

$Cu(OH)_2 \Rightarrow Cu^{2+}$: Hidróxido de cobre (II) ou cúpr**ico**

CARACTERÍSTICAS DAS BASES

Sabor

As bases apresentam sabor cáustico ou adstringente. Esse tipo de sabor é popularmente conhecido como sabor que "amarra a boca", como o da banana e o do caqui quando não estão maduros.

Condutividade elétrica

As bases solúveis são eletrólitos fortes e conduzem corrente elétrica em solução aquosa e no estado fundido. Contudo, as bases insolúveis conduzem corrente elétrica apenas no estado fundido.

Ação recíproca com os ácidos

As bases apresentam ação recíproca com os ácidos, ou seja, na junção de um ácido com uma base, um irá "anular" a ação química do outro; a esse processo denominamos neutralização ácido-base.

Os processos de neutralização ácido-base também podem ser denominados processos de salificação, pois um dos produtos dessa reação é um sal.

Interação com indicadores

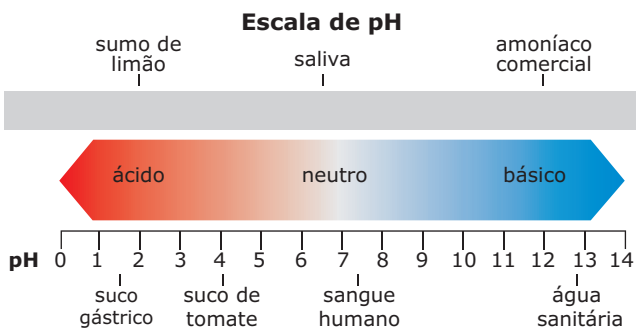
Os ácidos e bases ainda têm a propriedade de mudar a cor de determinadas substâncias chamadas de indicadores ácido-base. Veja os três indicadores ácido-base mais importantes e suas respectivas colorações no meio ácido e básico.

Indicador	Cor em meio ácido	Cor em meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho róseo
Alaranjado de metila	Vermelho	Amarelo
Tornassol	Vermelho	Azul

Valores na escala de pH

A escala de pH é uma escala utilizada para determinarmos a acidez, a neutralidade ou a basicidade de uma solução aquosa.

A escala de pH é uma escala logarítmica que, para soluções diluídas, apresenta valores compreendidos entre 0 e 14, a 25 ºC.



A 25 ºC, uma solução

- é neutra quando a quantidade de íons $H_3O^+_{(aq)}$ é igual à quantidade de íons $OH^-_{(aq)}$. Nessa situação, o valor de pH é igual a 7;

- é ácida quando a quantidade de íons $H_3O^+_{(aq)}$ é maior do que a quantidade de íons $OH^-_{(aq)}$. Nessa situação, o valor de pH é menor do que 7. Quanto menor for o pH de uma solução, mais ácida será a solução;
- é básica quando a quantidade de íons $H_3O^+_{(aq)}$ é menor do que a quantidade de íons $OH^-_{(aq)}$. Nessa situação, o valor de pH é maior do que 7. Quanto maior for o pH de uma solução, mais básica será a solução.

Como a escala de pH é logarítmica de base 10, cada diferença de uma unidade na escala de pH corresponde a uma diferença de concentração de íons $H_3O^+_{(aq)}$ de 10 vezes.

Exemplos:

Uma solução que apresenta pH igual a 2 é 1 000 vezes mais ácida do que uma solução que apresenta pH igual a 5. Como a diferença de pH entre as duas soluções é igual a 3 unidades, a concentração de íons $H_3O^+_{(aq)}$ na solução de pH igual a 2 é 10^3 vezes **maior** do que a concentração de íons $H_3O^+_{(aq)}$ na solução de pH igual a 5.

Uma solução que apresenta pH igual a 12 é 100 vezes mais básica do que uma solução que apresenta pH igual a 10. Como a diferença de pH entre as duas soluções é igual a 2 unidades, a concentração de íons $H_3O^+_{(aq)}$ na solução de pH igual a 12 é 10^2 vezes **menor** do que a concentração de íons $H_3O^+_{(aq)}$ na solução de pH igual a 10.

PRINCIPAIS BASES DO COTIDIANO

Hidróxido de Sódio ou Soda Cáustica (NaOH)

- É a base mais importante da indústria e do laboratório.
- É fabricado e consumido em grandes quantidades.
- É usado na fabricação do sabão e da glicerina:

  (óleos e gorduras) + NaOH → glicerina + sabão
- É usado na fabricação de sais de sódio em geral.

  Exemplo: Salitre.

  $$HNO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$
- É usado em inúmeros processos industriais, como processos da indústria petroquímica, fabricação de papel, celulose, corantes, etc.
- É usado na limpeza doméstica. É muito corrosivo e exige muito cuidado ao ser manuseado.
- O NaOH não existe na natureza. É obtido por eletrólise de solução aquosa de sal de cozinha.

  $$2NaC\ell_{(aq)} + 2H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\text{eletrólise}} 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)} + C\ell_{2(g)}$$

Na eletrólise, além do NaOH, obtém-se o H_2 e o $C\ell_2$, que têm grandes aplicações industriais.

Hidróxido de Cálcio ($Ca(OH)_2$)

- É a cal hidratada, cal extinta ou cal apagada.
- É obtida pela reação da cal viva ou cal virgem com a água. É o que fazem os pedreiros ao preparar a argamassa:

  $$CaO_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow \underbrace{Ca(OH)_{2(aq)}}_{\substack{\text{cal extinta ou}\\ \text{cal apagada}}} + \text{calor}$$

  O CaO não existe na natureza. É obtido por decomposição térmica (pirólise) do $CaCO_3$, que existe em grande quantidade na natureza (mármore, calcita, calcáreo).

  $$CaCO_{3(s)} \xrightarrow[\Delta]{\text{pirólise}} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
- É relativamente pouco solúvel na água. A solução aquosa de $Ca(OH)_2$ é chamada água de cal, e a suspensão aquosa de $Ca(OH)_2$ é chamada leite de cal.

  Água de cal ⇒ solução aquosa de $Ca(OH)_2$

  Leite de cal ⇒ suspensão aquosa de $Ca(OH)_2$
- É consumido em grandes quantidades nas pinturas à cal (caiação) e no preparo da argamassa usada em alvenaria.
- É usado na agricultura para diminuir a acidez do solo.

Hidróxido de Magnésio ($Mg(OH)_2$)

- É pouco solúvel na água. A suspensão aquosa de $Mg(OH)_2$ é o leite de magnésia usado como antiácido estomacal. O $Mg(OH)_2$ neutraliza o excesso de $HC\ell$ no suco gástrico.

  $$Mg(OH)_{2(aq)} + 2HC\ell_{(aq)} \rightarrow MgC\ell_{2(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

Amônia (NH_3) e Hidróxido de Amônio (NH_4OH)

- Hidróxido de amônio é a solução aquosa do gás amônia. Essa solução é também chamada de amoníaco.

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons \underbrace{NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}}_{\text{amoníaco}}$$

- A amônia é um gás incolor de cheiro forte e muito irritante.
- A amônia é fabricada em enormes quantidades na indústria. Suas principais aplicações são:

1. Fabricação de ácido nítrico.
2. Fabricação de sais de amônio, muito usados como fertilizantes na agricultura.

   Exemplos: NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)_3PO_4$
3. Fabricação de produtos de limpeza doméstica, como AJAX®, FÚRIA®, etc.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. Assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) As bases ou hidróxidos são compostos que possuem o grupo funcional OH^-.

B) As bases possuem sabor adstringente.

C) Os metais de um modo geral formam hidróxidos moleculares, inclusive os metais das famílias IA (1) e IIA (2).

D) $Cu(OH)_2$ é o hidróxido de cobre (II).

02. Assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) Não existem bases com mais de quatro hidroxilas.

B) Os hidróxidos alcalinoterrosos são parcialmente solúveis em meio aquoso.

C) As bases sempre efetuam dissociação em meio aquoso.

D) Segundo Arrhenius, a água pode ser considerada uma base.

03. (Mackenzie-SP) Um aluno foi solicitado a tentar identificar três soluções aquosas, límpidas, transparentes e incolores, A, B e C, contidas em três tubos I, II e III diferentes, usando apenas fenolftaleína (incolor) como indicador. No tubo I, observou-se o aparecimento de coloração vermelha. Nos tubos II e III, não houve alteração alguma. Apenas com esse teste, o aluno somente pode afirmar que a solução no tubo

A) I é ácida.
B) II é básica.
C) III é ácida.
D) I é básica.
E) II é ácida.

04. **FAÇA** a associação seguinte.

(A) Produtos de limpeza (AJAX®, FÚRIA®, ...)

(B) Leite de magnésia.

(C) Fabricado por eletrólise do sal de cozinha e utilizado para fabricação do sabão.

(D) Usado em alvenaria (pedreiros) e na pintura de "meios-fios".

(E) Antiácido estomacal.

( ) $Ca(OH)_2$

( ) NH_3

( ) $A\ell(OH)_3$

( ) $Mg(OH)_2$

( ) NaOH

05. (Unicamp-SP) Da caverna ao arranha-céu, o homem percorreu um longo caminho. Da aldeia, passou à cidade horizontal, e desta, à verticalização. O crescente domínio dos materiais e, portanto, o conhecimento de processos químicos teve papel fundamental nesse desenvolvimento. Uma descoberta muito antiga e muito significativa foi o uso de $Ca(OH)_2$ para a preparação da argamassa. O $Ca(OH)_2$ tem sido muito usado, também, na pintura de paredes, processo conhecido como caiação, no qual, reagindo com um dos constituintes minoritários do ar, forma carbonato de cálcio de cor branca.

A) **DÊ** o nome comum (comercial) ou o nome científico do $Ca(OH)_2$.

B) Que faixa de valores de pH pode-se esperar para uma solução aquosa contendo $Ca(OH)_2$ dissolvido, considerando-se o caráter ácido-base dessa substância? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

C) **ESCREVA** a equação que representa a reação entre o $Ca(OH)_2$ e um dos constituintes minoritários do ar, formando carbonato de cálcio.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (F.A.Champagnat–MG) Na indústria de sabão duro, usa-se um glicerídeo que é hidrolisado por uma base forte. Assinale nas alternativas seguintes a base usada na fabricação de sabão duro.

A) H_2CO_3

B) $KMnO_4$

C) MnO_2

D) NaOH

E) CaO

02. (FUVEST-SP) A respiração de um astronauta numa nave espacial causa o aumento da concentração de dióxido de carbono na cabine. O dióxido de carbono é continuamente eliminado através da reação química com reagente apropriado. Qual dos reagentes a seguir é o mais indicado para retirar o dióxido de carbono da atmosfera da cabine?

A) Ácido sulfúrico concentrado

B) Hidróxido de lítio

C) Ácido acético concentrado

D) Água destilada

E) Fenol

03. (UFS) O gás carbônico, CO_2, é absorvido por soluções básicas. Para isso, pode-se utilizar uma solução aquosa de

A) $NH_4C\ell$.

B) C_3H_7OH.

C) $HC\ell$.

D) KOH.

E) Na_2SO_4.

04. (Unisa-SP) O papel de tornassol, vermelho e umedecido, torna-se azul quando em contato com vapores de

A) iodo.

B) tetróxido de dinitrogênio.

C) cloreto de hidrogênio.

D) cloro.

E) amônia.

05. (Unisinos-RS) O ácido fórmico, oficialmente conhecido como ácido metanoico, de fórmula CH_2O_2, é o responsável pela irritação causada na pele humana provocada pela picada das formigas. Qual das substâncias a seguir poderia ser aplicada na pele, a fim de atenuar este efeito irritante?

A) $Mg(OH)_2$

B) C_2H_5OH

C) $NH_4C\ell$

D) H_3PO_4

E) H_2SO_4

06. Entre as bases listadas a seguir, indique qual(quais) é(são) praticamente insolúvel(insolúveis) em água.

I. KOH

II. $Mg(OH)_2$

III. NaOH

IV. $A\ell(OH)_3$

V. LiOH

A) IV e V

B) III e IV

C) II, III e IV

D) I, II, IV e V

E) IV

07. (FUVEST-SP) "Sangue de diabo" é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre roupa branca. Para preparar sangue de diabo, adiciona-se fenolftaleína a uma solução de gás NH_3 em água.

A) Por que o "sangue de diabo" é vermelho?

B) **EXPLIQUE** por que a cor desaparece.

08. (FUVEST-SP) Verifica-se alteração na cor do chá-mate ao se adicionar gotas de limão.

A) Como se explica?

B) Como retornar à cor original?

Conselho: Não beba o chá ao fim da experiência!

09. (FEI-SP) O leite de magnésia é o resultado da mistura de sulfato de magnésio com hidróxido de sódio e água destilada, aquecida ao fogo e submetida a várias lavagens. É usado como antiácido e laxante. No combate à acidez estomacal, o leite de magnésia reage produzindo

A) $MgSO_4$.

B) Na_2SO_4.

C) $NaC\ell$.

D) $Mg(OH)_2$.

E) $MgC\ell_2$.

10. O que é água de cal? E leite de cal?

11. Qual a diferença entre amônia e amoníaco?

12. Qual o componente dos produtos de limpeza do tipo AJAX®, FÚRIA®, etc., responsável pelo seu cheiro forte e irritante?

13. (Mackenzie-SP) O suco gástrico necessário à digestão contém ácido clorídrico que, em excesso, pode provocar "dor de estômago". Neutraliza-se esse ácido, sem risco, ingerindo-se

A) solução aquosa de base forte (NaOH).

B) solução aquosa de cloreto de sódio.

C) suspensão de base fraca ($A\ell(OH)_3$).

D) somente água.

E) solução concentrada de ácido sulfúrico.

14. (Mackenzie-SP) Na reação entre os gases N_2 e H_2, obtém-se unicamente gás amônia. A solução aquosa de amônia recebe o nome de amoníaco (hidróxido de amônio), que é o componente ativo de produtos de limpeza usados para remoção de gorduras.

A partir dessas informações, considere as afirmações a seguir:

I. O hidróxido de amônio tem fórmula NH_3.

II. Na formação do gás amônia, a reação ocorrida é de síntese.

III. O amoníaco tem fórmula NH_4OH.

IV. A amônia tem fórmula NH_4OH.

V. O cheiro irritante e forte, que se sente quando se usa amoníaco, é proveniente do gás nitrogênio.

Estão **CORRETAS** somente

A) I e IV.

B) II e V.

C) II e III.

D) I e II.

E) III e V.

15. (Fatec-SP–2006) Leia atentamente a seguir notícia publicada em jornal.

Alunos tomam soda cáustica durante aula e passam mal. Dezesseis alunos de uma escola particular de Sorocaba, interior de São Paulo, foram internados após tomar soda cáustica durante uma aula de química. Os alunos participavam de um exercício chamado "teste do sabor": já haviam provado limão, vinagre e leite de magnésia e insistiram em provar a soda cáustica, produto utilizado na limpeza doméstica. Em pouco tempo, os alunos já começaram a sentir os primeiros sintomas: ardência na língua e no estômago, e foram encaminhados ao Hospital Modelo da cidade.

DIÁRIO DO GRANDE ABC ONLINE, 19 set. 2005 (Adaptação).

Sobre essa notícia, foram feitas as seguintes afirmações:

I. Os produtos ingeridos pelos alunos (limão, vinagre, leite de magnésia e soda cáustica) são todos ácidos e, por isso, corrosivos.

II. Tanto o leite de magnésia como a soda cáustica são compostos alcalinos.

III. A soda cáustica (NaOH) é uma base forte; o leite de magnésia (suspensão de $Mg(OH)_2$) é uma base fraca. Isto ajuda a entender por que o leite de magnésia pode ser ingerido, mas a soda cáustica não.

Dessas afirmações,

A) apenas I é correta.

B) apenas II é correta.

C) apenas III é correta.

D) II e III são corretas.

E) I e III são corretas.

16. (UFMG) Na embalagem de um produto usado para desentupir pias e ralos, à base de soda cáustica (hidróxido de sódio – NaOH), são encontradas, entre outras, as instruções:

"**CUIDADO**: Em caso de contato, lavar imediatamente os olhos ou a pele com água em abundância durante quinze minutos. Se ingerido, não provocar vômito. Dar grande quantidade de água e também vinagre diluído em um copo de água. A seguir, dar uma colher de óleo comestível."

"Não reaproveitar a embalagem vazia. Lavar a colher utilizada como medida com bastante água corrente antes de reutilizá-la. Não adicionar água à embalagem com o produto."

O quadro a seguir relaciona algumas dessas instruções com as justificativas para o uso desses procedimentos com base nas propriedades da soda cáustica e das outras espécies envolvidas. Assinale a alternativa que contém uma justificativa **INCORRETA** para a instrução relacionada.

	Instrução	Justificativa
A)	Dar vinagre diluído em um copo de água.	O vinagre diluído neutraliza a soda cáustica através de reação ácido-base.
B)	Lavar a colher utilizada como medida com bastante água corrente antes de reutilizá-la.	A utilização de grande quantidade de água deve-se ao fato de a soda cáustica ser insolúvel na água.
C)	Não adicionar água à embalagem com o produto.	A adição de água à embalagem com produto provoca forte aquecimento.
D)	Não reaproveitar a embalagem vazia.	A embalagem pode estar contaminada com resíduos de soda cáustica.

17. (PUC Minas–2010) O "nudibrânquio" é um tipo de molusco marinho capaz de liberar ácido sulfúrico para se defender de predadores. Das substâncias relacionadas a seguir, assinale a que **NÃO** é capaz de neutralizar completamente esse ácido.

A) Soda caústica
B) Cal virgem
C) Bicarbonato de sódio
D) Vinagre

18. (UFRJ) O vinhoto é um resíduo aquoso subproduto do processo de produção de álcool a partir do licor de fermentação da cana-de-açúcar. Rico em potássio e fósforo, mas pobre em nitrogênio, o vinhoto vem sendo utilizado como fertilizante em plantações de cana-de-açúcar. Para tornar o vinhoto um fertilizante melhor, propõe-se diminuir a sua acidez e acrescentar nitrogênio.

A) Das seguintes substâncias (NaOH, NH_4OH, NH_4NO_3 e NaCℓ), **ESCOLHA** aquela a ser adicionada à solução de vinhoto para torná-la um melhor fertilizante. **JUSTIFIQUE** sua escolha.
B) Sabendo-se que o vinhoto é ácido, **EXPLIQUE** por que a solubilidade da amônia em vinhoto é maior do que em água pura.

19. (UFSCar-SP) O reboco das paredes de casas pode ser feito com a aplicação de uma pasta feita de argamassa com água. A argamassa é uma mistura de areia com cal extinta, $Ca(OH)_2$. Nas paredes, a pasta vai endurecendo devido à evaporação da água e subsequente reação do hidróxido de cálcio com o gás carbônico do ar. O reboco seco é constituído de uma mistura rígida de areia e

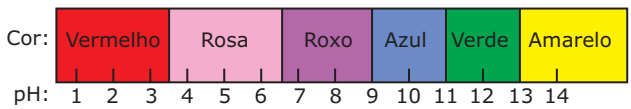
A) $Ca_3(PO_4)_2$.
B) $CaSiO_3$.
C) $CaSO_4$.
D) $Ca(HCO_3)_2$.
E) $CaCO_3$.

SEÇÃO ENEM

Instrução: Leia o texto a seguir para responder às questões **01** e **02**.

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções.

Misturando-se um pouco de suco de repolho com a solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala a seguir:



Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Material	Cor
I. Amoníaco	Verde
II. Leite de magnésia	Azul
III. Vinagre	Vermelho
IV. Leite de vaca	Rosa

01. (Enem–2000) De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter

A) ácido / básico / básico / ácido.
B) ácido / básico / ácido / básico.
C) básico / ácido / básico / ácido.
D) ácido / ácido / básico / básico.
E) básico / básico / ácido / ácido.

02. (Enem–2000) Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores

A) rosa ou amarelo.
B) vermelho ou roxo.
C) verde ou vermelho.
D) rosa ou vermelho.
E) roxo ou azul.

03. Em laboratório químico, acontecem acidentes em que soluções de ácidos ou bases fortes entram em contato com a pele causando queimaduras.

No dia 04 de outubro de 2010, na Hungria, uma "lama vermelha" tóxica vazou de uma usina matando quatro pessoas e ferindo outras cento e vinte, além da destruição de pontes, veículos e edificações. A "lama vermelha" contém altos teores de chumbo, um metal pesado de elevada toxidez, e é bastante alcalina. O pH medido chegou a 13. Muitas pessoas que entraram em contato com a "lama vermelha" sofreram graves queimaduras devido aos seus efeitos cáusticos. As consequências desse grave acidente ambiental ainda permanecem incalculáveis.

Disponível em: <http://diariodonordeste.globo.com/materia.asp?codigo=863307>. Acesso em: 14 out. 2010 (Adaptação).

Em laboratório, quando há acidente com soluções ácidas, uma providência para amenizar a queimadura é o tratamento com solução aquosa de bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$).

No caso do contato com a "lama vermelha" tóxica que causou o acidente ecológico na Hungria ou mesmo com uma solução bastante alcalina no laboratório químico, um produto que poderia amenizar ou até evitar queimadura na pele é o

A) etanol.
B) sabão.
C) cloreto de sódio.
D) vinagre.
E) amoníaco.

GABARITO

Fixação

01. C

02. C

03. D

04. D A E B C

05. A) Nome científico: Hidróxido de cálcio.

Nomes comerciais: Cal hidratada, cal extinta e cal apagada.

B) O $Ca(OH)_2$ é uma base de Arrhenius e, nas condições padrão, (25 ºC e 1 atm) sua solução aquosa apresenta pH entre 7 e 14.

C) $Ca(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$

Propostos

01. D

02. B

03. D

04. E

05. A

06. E

07. A) Porque a fenolftaleína é um indicador ácido-base que, em meio básico, adquire coloração avermelhada.

B) A volatilização da amônia faz com que o meio deixe de ser básico passando a neutro, o que descora a fenolftaleína.

08. A) O chá-mate contém substâncias que se comportam como indicadores ácido-base.

B) Adicionando-se uma base, por exemplo, NaOH.

09. E

10. Água de cal ⇒ solução aquosa de $Ca(OH)_2$

Leite de cal ⇒ suspensão aquosa de $Ca(OH)_2$

11. Amônia (NH_3) ⇒ gasoso

Amoníaco (NH_4OH) ⇒ solução aquosa de amônia

12. Amônia.

13. C

14. C

15. D

16. B

17. D

18. A) O NH_4OH, pois das substâncias relacionadas, apenas ela e o NaOH são básicas e podem, portanto, diminuir a acidez. Além disso, só o NH_4OH contém nitrogênio.

B) Ao solubilizar-se em água, a amônia reage com esta, formando o cátion amônio e o ânion hidroxila, em um equilíbrio ácido-base (Equação 1). Com o aumento da concentração de H^+, caso do vinhoto, a hidroxila é protonada (Equação 2), deslocando o equilíbrio da Equação 1 no sentido da formação do produto, ou seja, de consumo de mais amônia quando comparado com a água pura.

Equação 1: $NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

Equação 2: $OH^-{}_{(aq)} + H^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(\ell)}$

Equação total: $NH_{3(g)} + H^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)}$

19. E

Seção Enem

01. E

02. D

03. D

QUÍMICA

Sais

MÓDULO 16 FRENTE C

Sais são compostos iônicos obtidos pela reação de um ácido com uma base (reação de neutralização ou salificação).

Exemplo:

$$KOH_{(aq)} + HBr_{(aq)} \rightarrow KBr_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

base + ácido → sal + água

CLASSIFICAÇÃO DOS SAIS

De acordo com o tipo de reação de neutralização, podemos classificar os sais em sais normais ou neutros, sais ácidos ou hidrogenossais e sais básicos ou hidroxissais.

Sais normais ou neutros

São sais obtidos por reações em que a quantidade de H^+ do ácido neutralizado é igual à quantidade de OH^- da base. Não há resíduo de ácido ou base no composto formado.

$$NaOH + HC\ell \rightarrow NaC\ell + H_2O$$

$$1OH^- + 1H^+ \rightarrow \text{sal neutro + água}$$

$$2A\ell(OH)_3 + 3H_2CO_3 \rightarrow A\ell_2(CO_3)_3 + 6H_2O$$

$$6OH^- + 6H^+ \rightarrow \text{sal neutro + água}$$

Exemplos:

Na_3PO_4, $Ca(NO_3)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$ e $CaC\ell_2$

OBSERVAÇÃO

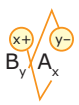
- Quando ácidos e bases reagentes são fortes, a equação fundamental da neutralização baseia-se em

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$$

Formulação dos sais neutros

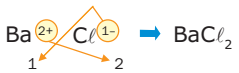
Os sais neutros são formados por cátions e ânions, sendo o cátion proveniente de uma base e o ânion de um ácido.

Na formulação de um sal neutro, temos:



Quando as cargas x e y são diferentes, basta fazermos a sua inversão para obtermos a fórmula do sal.

Exemplos:



Caso as cargas sejam iguais, elas simplesmente se anulam.

Exemplos:

$$Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4$$

$$A\ell^{3+} + PO_4^{3-} \rightarrow A\ell PO_4$$

Entretanto, existem sais normais que, ao se cristalizarem, retêm em seus retículos cristalinos moléculas de água, denominadas água de hidratação ou água de cristalização. Um exemplo desse tipo de fenômeno é o $CuSO_4.5H_2O$, denominado sulfato de cobre pentaidratado, sendo um sal hidratado ou hidrato.

Alguns desses sais chegam a absorver a umidade do meio em que estão envolvidos; são os sais higroscópicos.

Exemplo:

$$CaC\ell_{2(s)} \xrightarrow{\text{ar úmido}} CaC\ell_2.H_2O_{(s)}$$

Nomenclatura dos sais neutros

A nomenclatura de cada um dos sais neutros deriva do ácido que lhe deu origem, alterando-se apenas o sufixo:

nome do ácido ⇔ nome do sal
ídrico ⇔ eto
oso ⇔ ito
ico ⇔ ato

Caso o elemento forme somente um sal, escreve-se o nome do ânion derivado do ácido, alterando-se o sufixo, seguindo-se da preposição "de" mais o nome do cátion.

Exemplos:

$NaC\ell$ ⇒ cloreto de sódio ($HC\ell$ ⇒ ácido clor**ídrico**)

$CaSO_4$ ⇒ sulfato de cálcio (H_2SO_4 ⇒ ácido sulfú**rico**)

KNO_2 ⇒ nitrito de potássio (HNO_2 ⇒ ácido nitr**oso**)

Caso o elemento forme mais de um sal, temos:

maior NOx ⇒ sufixo **-ico**

menor NOx ⇒ sufixo **-oso**

ou o NOx em algarismo romano após o nome do cátion.

Exemplos:

$FeC\ell_2$ ⇒ Fe^{2+} ⇒ cloreto de ferro (II) ou cloreto ferroso.

$FeC\ell_3$ ⇒ Fe^{3+} ⇒ cloreto de ferro (III) ou cloreto férrico.

Para sais hidratados, basta colocarmos os prefixos **mono-**, **di-**, **tri-** e seus derivados antes da palavra hidratado.

Exemplos:

$CaC\ell_2.2H_2O$ ⇒ cloreto de cálcio **di**idratado.

$CaC\ell_2.4H_2O$ ⇒ cloreto de cálcio **tetra**idratado.

Sais ácidos ou hidrogenossais

Sais ácidos ou hidrogenossais são aqueles obtidos por neutralização parcial em que o número de hidroxilas (OH^-) é menor que o número de íons H^+. Tais sais possuem um resíduo do ácido após a neutralização, pois nem todos os hidrogênios ionizáveis foram neutralizados.

Exemplos:

$$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

$$1OH^- + 2H^+ \rightarrow \text{hidrogenossal} + \text{água}$$

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4 + 2H_2O$$

$$2OH^- + 3H^+ \rightarrow \text{hidrogenossal} + \text{água}$$

Nomenclatura de sais ácidos

A nomenclatura desse tipo de sal pode ser dada de várias formas. Veja os exemplos de NaH_2PO_4 e Na_2HPO_4.

NaH_2PO_4 { ortofosfato monosódico; ortofosfato diácido de sódio; di-hidrogeno-ortofosfato de sódio

Na_2HPO_4 { ortofosfato disódico; ortofosfato (mono)ácido de sódio; (mono)-hidrogeno-ortofosfato de sódio

Usualmente, os sais ácidos derivados de biácidos recebem o prefixo **bi-**.

Exemplos:

$NaHCO_3$ ⇒ **bi**carbonato de sódio.

$KHSO_4$ ⇒ **bi**ssulfato de potássio.

$Ca(HSO_3)_2$ ⇒ **bi**ssulfito de cálcio.

Sais básicos ou hidroxissais

Sais básicos ou hidroxissais são aqueles obtidos por neutralização parcial em que o número de hidroxilas (OH^-) é maior que o número de íons H^+. Tais sais possuem um resíduo de base após a neutralização, pois nem todas as hidroxilas são neutralizadas.

Exemplos:

$$Ba(OH)_2 + HC\ell \rightarrow Ba(OH)C\ell + H_2O$$

$$2OH^- + 1H^+ \rightarrow \text{hidroxissal} + \text{água}$$

$$Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(OH)NO_3 + H_2O$$

$$2OH^- + 1H^+ \rightarrow \text{hidroxissal} + \text{água}$$

Nomenclatura de sais básicos

A nomenclatura desse tipo de sal é semelhante à dos sais ácidos. Tomemos como exemplo o $A\ell(OH)_2C\ell$:

$A\ell(OH)_2C\ell$ { cloreto dibásico de alumínio; di-hidroxicloreto de alumínio

Sais duplos ou mistos

Sais duplos ou mistos são aqueles formados por dois cátions ou por dois ânions diferentes.

Quando um di, tri ou tetrácido reage com bases diferentes, temos sais duplos em relação ao cátion.

Exemplos:

$$LiOH + NaOH + H_2SO_4 \rightarrow LiNaSO_4 + 2H_2O$$

$$\text{base 1} + \text{base 2} + \text{ácido} \rightarrow \text{sal duplo} + \text{água}$$

$$2KOH + NaOH + H_3PO_4 \rightarrow K_2NaPO_4 + 3H_2O$$

$$\text{base 1} + \text{base 2} + \text{ácido} \rightarrow \text{sal duplo} + \text{água}$$

Quando uma di, tri, ou tetrabase reage com ácidos diferentes, temos sais duplos em relação ao ânion.

Exemplos:

$$Ba(OH)_2 + HC\ell + HCN \rightarrow BaC\ell CN + 2H_2O$$

$$\text{base} + \text{ácido 1} + \text{ácido 2} \rightarrow \text{sal duplo} + \text{água}$$

$$Sn(OH)_4 + H_2SO_4 + 2HNO_3 \rightarrow SnSO_4(NO_3)_2 + 4H_2O$$

$$\text{base} + \text{ácido 1} + \text{ácido 2} \rightarrow \text{sal duplo} + \text{água}$$

Nomenclatura de sais duplos

A nomenclatura desses sais é simples:

$LiNaSO_4$ → sulfato de lítio e sódio.

K_2NaPO_4 → ortofosfato de dipotássio e sódio.

$BaC\ell CN$ → cloreto-cianeto de bário.

$SnSO_4(NO_3)_2$ → nitrato-sulfato de estanho (IV)
ou nitrato-sulfato estânico.

A cristalização de 2 sais na mesma solução, formando o sal duplo, também é possível.

Exemplo:

$K_2SO_4.A\ell_2(SO_4)_3.24H_2O$

Caráter ácido de um sal

Alguns sais, ao serem dissolvidos em água, reagem com ela originando em solução íons H^+ (H_3O^+). Esses sais são denominados sais de caráter ou de comportamento ácido.

Exemplo:

$$CuSO_{4(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Cu(OH)_{2(s)} + 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Os sais de caráter ácido apresentam

- um cátion que origina uma base fraca (Cu^{2+});
- um ânion que origina um ácido forte (SO_4^{2-}).

A reação entre o sal e a água é denominada hidrólise salina.

Os sais de comportamento ácido reagem com bases formando sais e uma base mais fraca do que a base reagente:

$$CuSO_{4(s)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow 2Na^+_{(aq)} + SO_4^-{}_{(aq)} + Cu(OH)_{2(s)}$$

$$FeC\ell_{2(s)} + 2Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2C\ell^-_{(aq)} + Fe(OH)_{2(s)}$$

Caráter básico de um sal

Alguns sais, ao serem dissolvidos em água, reagem com ela originando em solução íons OH^-. Esses sais são denominados sais de caráter ou de comportamento básico.

Exemplo:

$$NaCN_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

Os sais de caráter básico apresentam

- um cátion que origina uma base forte (Na^+);
- um ânion que origina um ácido fraco (CN^-).

Os sais de comportamento básico reagem com ácidos formando sais e um ácido mais fraco do que o ácido reagente:

$$NaHCO_{3(s)} + HC\ell_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$$

$$Ca(CN)_{2(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + SO_4^-{}_{(aq)} + 2HCN_{(aq)}$$

Caráter neutro de um sal

Alguns sais, ao serem dissolvidos em água não aumentam a concentração de íons H_3O^+ nem de íons OH^- e, portanto, são denominados sais de caráter ou de comportamento neutro.

Exemplo:

$$NaC\ell_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

Os sais de caráter neutro apresentam

- um cátion que origina uma base forte (Na^+);
- um ânion que origina um ácido forte ($C\ell^-$).

Os sais de comportamento neutro não reagem com ácidos ou bases:

$NaC\ell_{(s)} + HC\ell_{(aq)}$ → não há reação

$CaSO_{4(s)} + 2Ca(OH)_{2(aq)}$ → não há reação

PROPRIEDADES DOS SAIS

- Não contêm um radical funcional, pois seus cátions e ânions não são fixos.
- São compostos iônicos cristalinos, geralmente, sólidos com altas temperaturas de fusão e de ebulição.
- Sofrem dissociação quando interagem com um solvente polar.
- Possuem, normalmente, sabor salgado.
- A maioria dos sais é solúvel em água.

APLICAÇÕES DOS PRINCIPAIS SAIS

Cloreto de sódio (NaCℓ)

- Alimentação (sal de cozinha). Por lei, é obrigatória a adição de certa quantidade de iodeto (NaI, KI) ao NaCℓ destinado à alimentação, uma vez que a falta de iodo no organismo pode acarretar a doença chamada bócio ("papo").
- Na conservação da carne, do pescado e de peles.
- Na obtenção de misturas refrigerantes: a mistura gelo + $NaC\ell_{(s)}$ pode atingir –22 ºC.
- Na obtenção de Na, $C\ell_2$, H_2 e compostos tanto de sódio como de cloro, tais como NaOH, Na_2CO_3, $NaHCO_3$, HCℓ, etc.
- Na Medicina, é utilizado sob a forma de soro fisiológico (solução aquosa contendo 0,92% de NaCℓ), no combate à desidratação das pessoas.

Nitrato de sódio ($NaNO_3$)

- É o salitre do Chile.
- Utilizado como fertilizante na agricultura.
- Utilizado na fabricação da pólvora (carvão, enxofre, salitre).

Carbonato de sódio (Na_2CO_3)

- O produto comercial (impuro) é vendido no comércio com o nome de barrilha ou *soda*.
- Sua maior aplicação é na fabricação do vidro comum.

$$\text{Barrilha + calcário + areia} \xrightarrow{\text{fusão}} \text{vidro comum}$$

- Fabricação de sabões.

Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$)

- Antiácido estomacal. Neutraliza o excesso do HCℓ no suco gástrico.

$$NaHCO_{3(aq)} + HC\ell_{(aq)} \rightarrow NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(aq)} + CO_{2(g)}$$

O CO_2 liberado é o responsável pelo "arroto".

- Fabricação de "digestivos", tais como ALKA-SELTZER®, SONRISAL®, SAL DE FRUTAS®, etc. Estes contêm $NaHCO_{3(s)}$ e ácidos orgânicos sólidos (ácido tartárico, ácido cítrico e outros). Na presença de água, o $NaHCO_3$ reage com os ácidos, liberando $CO_{2(g)}$, que é o responsável pela efervescência.

$$NaHCO_{3(aq)} + H^+_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(aq)}$$

- Fabricação de fermento. O crescimento da massa (pão, bolos, bolachas, etc.) é devido à liberação do CO_2 no aquecimento do $NaHCO_3$.

$$2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

O NH_4HCO_3 é um fermento mais eficiente que o $NaHCO_3$ porque, no aquecimento, libera mais gases (CO_2, NH_3).

$$NH_4HCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} NH_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

- Fabricação de extintores de incêndio (extintores de espuma). No extintor, há $NaHCO_{3(s)}$ e $H_2SO_{4(aq)}$ em compartimentos separados. Quando o extintor é acionado, o $NaHCO_3$ mistura-se com o H_2SO_4, com o qual reage, produzindo uma espuma, com liberação de $CO_{2(g)}$. Esses extintores não podem ser usados para apagar o fogo em instalações elétricas porque a espuma é eletrolítica (conduz a corrente elétrica).

Fluoreto de sódio (NaF)

- Usado na prevenção de cáries dentárias (anticárie).

Carbonato de cálcio ($CaCO_3$)

- É encontrado na natureza constituindo o calcário e o mármore.
- Fabricação de CO_2 e dal cal viva (CaO), a partir da qual se obtém a cal hidratada.

$$\underset{\text{calcário}}{CaCO_{3(s)}} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{cal viva}}{CaO_{(s)}} + CO_{2(g)}$$

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow \underset{\text{cal hidratada}}{Ca(OH)_{2(aq)}}$$

- Fabricação do vidro comum (já mencionado).
- Fabricação do cimento *Portland*.

$$\text{Calcário + argila + areia} \xrightarrow{\Delta} \text{cimento } \textit{Portland}$$

- Sob a forma de mármore, é usado em pias, pisos, escadarias, etc.

Sulfato de cálcio ($CaSO_4$)

- Fabricação do giz usado nas escolas.
- O gesso é uma variedade de $CaSO_4$ hidratado, muito usado em ortopedia e construção civil.

Sulfato de magnésio ($MgSO_4$)

- Emprego medicinal como purgativo (efeito laxativo).

Sulfato de bário ($BaSO_4$)

Emprego medicinal, como "meio opaco" para realização de radiografia gastrointestinal.

Solubilidade dos sais em água		
Substância	**Regra geral**	**Exceção**
Nitratos ⇒ NO_3^-	Solúveis	
Acetatos ⇒ CH_3COO^-	Solúveis	Ag^+(*)
Cloretos ⇒ $C\ell^-$ Brometos ⇒ Br^- Iodetos ⇒ I^-	Solúveis	Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Fluoretos ⇒ F^-	Insolúveis	Ag^+, NH_4^+ e alcalinos
Hidróxido ⇒ OH^-	Insolúveis	Alcalinos, NH_4^+, Ca^{2+}(*), Sr^{2+}(*) e Ba^{2+}(*)
Sulfetos ⇒ S^{2-}	Insolúveis	NH_4^+, alcalinos e alcalinoterrosos(*)
Sulfatos ⇒ SO_4^{2-}	Solúveis	Ca^{2+}(*), Sr^{2+}(*), Ba^{2+}(*), Pb^{2+}, Ag^+(*) e Hg_2^{2+}
Fosfatos ⇒ PO_4^{3-} Carbonatos ⇒ CO_3^{2-} Sulfitos ⇒ SO_3^{2-} Oxalatos ⇒ $C_2O_4^{2-}$	Insolúveis	NH_4^+ e alcalinos
Compostos de metais alcalinos Compostos de amônio (NH_4^+)	Solúveis	$KC\ell O_4$

(*) = Parcialmente solúvel

Nomenclatura dos ânions									
Halogênios		**Nitrogênio**		**Enxofre**		**Outros**			
F^-	Fluoreto	NO_2^-	Nitrito	S^{2-}	Sulfeto	H^-	Hidreto	SiO_3^{2-}	Metassilicato
$C\ell^-$	Cloreto	NO_3^-	Nitrato	SO_3^{2-}	Sulfito	O^{2-}	Óxido	SiO_4^{2-}	(Orto) silicato
Br^-	Brometo	**Carbono**		SO_4^{2-}	Sulfato	O_2^{2-}	Peróxido	SnO_2^{2-}	Estanito
I^-	Iodeto	CN^-	Cianeto	$S_2O_3^{2-}$	Tiossulfato	OH^-	Hidróxido	SnO_3^{2-}	Estanato
$C\ell O^-$	Hipoclorito	CNO^-	Cianato	$S_2O_8^{2-}$	Persulfato	CrO_4^{2-}	Cromato	PbO_2^{2-}	Plumbito
$C\ell O_2^-$	Clorito	CNS^-	Tiocianato	**Fósforo**		$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato	PbO_3^{2-}	Plumbato
$C\ell O_3^-$	Clorato	H_3CCOO^-	Acetato	$H_2PO_2^-$	Hipofosfito	MnO_4^-	Permanganato	AsO_3^{3-}	Arsenito
$C\ell O_4^-$	Perclorato	CO_3^{2-}	Carbonato	HPO_3^{2-}	Fosfito	MnO_4^{2-}	Manganato	AsO_4^{3-}	Arseniato
BrO^-	Hipobromito	$C_2O_4^{2-}$	Oxalato	PO_4^{3-}	(Orto)fosfato	MnO_3^{2-}	Manganito	SbO_3^{3-}	Antimonito
BrO_3^-	Bromato	$Fe(CN)_6^{3-}$	Ferricianeto	PO_3^-	Metafosfato	$A\ell O_2^-$	Aluminato	BO_3^{3-}	Borato
IO^-	Hipoiodito	$Fe(CN)_6^{4-}$	Ferrocianeto	$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato	ZnO_2^{2-}	Zincato	SiF_6^{2-}	Fluorsilicato
IO_3^-	Iodato								
IO_4^-	Periodato								

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UERJ) Um caminhão transportando ácido sulfúrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser **CORRETAMENTE** representada pelas equações a seguir.

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow X + 2H_2O$$

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Y + H_2O$$

As substâncias X e Y são, respectivamente,

A) Na_2SO_4 / $NaHSO_4$.
B) $NaHSO_4$ / Na_2SO_4.
C) Na_2SO_3 / Na_2SO_4.
D) Na_2SO_4 / $NaHSO_3$.
E) $NaHSO_3$ / Na_2SO_4.

02. (VUNESP) O solo do cerrado é ácido. Para diminuir a acidez, deve-se adicionar ao solo

A) $CaSO_4$.
B) $KC\ell$.
C) NH_4NO_3.
D) $(H_2N)_2CO$.
E) $CaCO_3$.

03. (UFMG) As fórmulas químicas **CORRETAS** de sulfeto de potássio, nitrato de amônio, sulfito ácido de cálcio, perclorato de alumínio e fosfato de magnésio são, nesta ordem,

A) K_2S / NH_4NO_3 / $Ca(HSO_3)_2$ / $A\ell(C\ell O_4)_3$ / $Mg_3(PO_4)_2$.
B) K_2S / NH_4NO_3 / $Ca(HSO_4)_2$ / $A\ell(C\ell O_4)_3$ / $Mg_2(PO_4)_3$.
C) KS_2 / $NH_4(NO_3)_2$ / $CaHSO_3$ / $A\ell_2(C\ell O_4)_3$ / $Mg_3(PO_4)_2$.
D) KS / $(NH_4)_2NO_3$ / $Ca(HSO_4)_2$ / $A\ell(C\ell O_4)_2$ / Mg_3PO_4.
E) K_2S / NH_3NO_3 / $Ca(HSO_3)_2$ / $A\ell(C\ell O_4)_2$ / $MgPO_4$.

04. Com relação aos sais, assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) Um químico abriu um frasco de ácido clorídrico concentrado perto de uma colega que utilizava hidróxido de amônio. Depois de algum tempo, observou-se a formação de um material branco sobre a bancada. Esse material branco poderia ser cloreto de amônio.
B) Quando 1 mol de hidróxido de potássio reage com 1 mol de ácido fosfórico, obtêm-se 1 mol de H_2O e 1 mol de di-hidrogeno fosfato de potássio.
C) O giz e a cal são materiais bastante usados por professores e pintores. Ambos são materiais sólidos, com alto ponto de fusão.
D) Soluções aquosas de ácido acético e amônia são, separadamente, más condutoras de corrente elétrica. No entanto, ao se juntarem, a solução resultante será constituída de um eletrólito solúvel capaz de conduzir corrente elétrica mais facilmente.
E) Todos os sais se cristalizam na forma cúbica de corpo centrado.

05. Assinale a alternativa **CORRETA**.

A) Na reação de neutralização que dá origem ao sal $A\ell PO_4$, três mols de íons H^+ reagem com dois mols de íons OH^-.
B) KNO_2 é o nitrato de potássio.
C) $CaBrC\ell$ é um sal duplo de caráter ácido denominado cloreto-brometo de cálcio.
D) NaF, $CaBr_2$ e KOH são sais neutros.
E) $NH_4C\ell$ é um sal de grande caráter molecular.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (Mackenzie-SP) A substância de fórmula $Ca(C\ell O)_2$, vendida na forma de pastilhas, é usada na desinfecção da água de piscinas.

Essa substância é

A) um composto orgânico.
B) um óxido.
C) um ácido de Arrhenius.
D) um sal.
E) uma base ou hidróxido.

02. (UNESP–2006) A amônia (NH_3) pode ser biologicamente produzida, sendo encontrada em excrementos de seres humanos e de outros animais. Esta substância apresenta caráter alcalino, podendo reagir com outros gases presentes na atmosfera, responsáveis pela chuva ácida. As reações de neutralização desta base com os ácidos sulfúrico (H_2SO_4) e nítrico (HNO_3) produzem, respectivamente, os sais

A) NH_3HSO_4 e NH_3NO_3.
B) NH_3HSO_3 e $(NH_3)_2NO_2$.
C) $(NH_4)_2SO_3$ e NH_4NO_3.
D) $(NH_4)_2SO_4$ e $NH_4(NO_2)_2$.
E) $(NH_4)_2SO_4$ e NH_4NO_3.

03. (CEFET-MG–2010) O mono-hidrogenofosfato de sódio pode ser utilizado, entre outras aplicações, na complexação do íon férrico. Nessa aplicação, o sal de ferro formado é representado por

A) $FePO_4$.
B) $Fe_3(PO_4)_2$.
C) $Fe(H_2PO_4)_2$.
D) $Fe(H_2PO_4)_3$.
E) $Fe_2(HPO_4)_3$.

04. (FUVEST-SP) Um elemento metálico M forma um cloreto de fórmula $MC\ell_3$. A fórmula do seu sulfato é

A) M_2SO_4.
B) MSO_4.
C) $M_2(SO_4)_3$.
D) $M(SO_4)_2$.
E) $M(SO_4)_3$.

05. (UFTM-MG–2006) Entre os elementos essenciais para o organismo humano, dois metais são fundamentais para o transporte de oxigênio: o ferro, que participa diretamente ligado à hemoglobina, e o cobre, que é coadjuvante, atuando na absorção de ferro pelo organismo e na formação de hemoglobina. Os cátions mais estáveis desses metais são Cu^{2+} e Fe^{2+}. A soma dos coeficientes estequiométricos das reações de neutralização do hidróxido de cobre (II) com ácido ortofosfórico, H_3PO_4, e do hidróxido de ferro (III) com ácido nítrico, HNO_3, é, respectivamente,

A) 12 e 8.
B) 11 e 6.
C) 8 e 12.
D) 6 e 11.
E) 5 e 7.

06. (PUC-Campinas-SP) Determinados tipos de fermentos químicos, quando umedecidos, liberam gás carbônico pela reação

$$2NaHCO_3 + Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Na_2HPO_4 + CaHPO_4 + 2CO_2 + 2H_2O$$

Os componentes desses fermentos são classificados como

A) sais ácidos.
B) sais básicos.
C) oxiácidos.
D) hidrácidos.
E) bases inorgânicas.

07. (UFPel-RS–2008) A composição química e as características físico-químicas constantes na tabela a seguir foram retiradas dos rótulos de três marcas comerciais de água mineral gaseificada (com CO_2).

Composição química ($mg.L^{-1}$)	Amostra 1	Amostra 2	Amostra 3
Cálcio	16,42	9,63	26,4
Sódio	24,00	20,90	34,48
Potássio	1,30	3,27	2,08
Fluoreto	0,06	0,39	0,14
Bicarbonato	114,80	37,73	151,89
Silício	24,09	16,14	–
Magnésio	3,66	4,66	10,30
Cloretos	3,35	21,86	28,19
Sulfatos	3,68	2,30	13,85
Nitratos	8,90	34,10	9,65
pH a 25 ºC	7,70	5,83	7,25
Resíduo de evaporação a 180 ºC	169,09	152,83	239,38

Considerando os íons cloreto, sulfato e nitrato componentes da água mineral, assinale a alternativa que representa **CORRETAMENTE** as respectivas fórmulas.

A) $C\ell^+$, SO_3^{2-} e NO_2^-
B) $C\ell^+$, S^{2+} e NO_2^+
C) $C\ell^-$, S^{2-} e NO_3^-
D) $C\ell^-$, SO_4^{2-} e NO_3^-
E) $C\ell^-$, SO_3^{2-} e NO_2^-

08. (UECE) Associe **CORRETAMENTE** a coluna da esquerda com a da direita.

I. $NaC\ell O$ ( ) Tiossulfato de sódio, usado como fixador na revelação de filmes fotográficos.

II. Na_2SO_3 ( ) Hipoclorito de sódio, usado no tratamento da água.

III. $NaC\ell O_2$ ( ) Sulfito de sódio, usado na conservação de alimentos.

IV. $Na_2S_2O_3$ ( ) Clorito de sódio, usado como agente oxidante no tratamento de água potável para retirada de gosto e odores.

A ordem **CORRETA** é

A) IV, I, II e III.
B) II, I, IV e III.
C) IV, III, II e I.
D) II, III, IV e I.

09. (FCMMG) As fórmulas correspondentes às substâncias: ácido fluorídrico, ácido bórico, hidróxido de magnésio, iodeto de cálcio e sulfato ferroso, são, nesta ordem,

A) HF, HBO_3, $Mg(OH)_2$, CaI e $FeSO_4$.
B) HF, H_3BO_3, $Mg(OH)_2$, CaI_2 e $FeSO_4$.
C) HF_2, HBO_3, MgOH, Ca_2I e Fe_2SO_4.
D) H_2F, H_3BO_3, $Mg_2(OH)$, CaIO e Fe_2SO_4.
E) HF, $H_4B_2O_5$, MgOH, Ca_2I e $Fe_2(SO_4)_3$.

10. (UFMG) Na primeira coluna, encontram-se algumas fórmulas e, na segunda, os nomes correspondentes a estas fórmulas:

I. $Ca_3(PO_4)_2$ 1. Pirofosfato de cálcio
II. $CaHPO_4$ 2. Metafosfato de cálcio
III. $Ca_2P_2O_7$ 3. Fosfato de cálcio
IV. $CaH_2P_2O_7$ 4. Fosfito de cálcio
V. $CaHPO_3$ 5. Fosfato monoácido de cálcio
VI. $Ca(PO_3)_2$ 6. Pirofosfato biácido de cálcio

A combinação **CORRETA** entre as fórmulas e os nomes correspondentes é

A) I-1, II-2, III-3, IV-4, V-5, VI-6.
B) I-3, II-1, III-6, IV-5, V-4, VI-2.
C) I-3, II-5, III-1, IV-6, V-4, VI-2.
D) I-3, II-5, III-1, IV-6, V-2, VI-4.
E) I-1, II-2, III-2, IV-3, V-5, VI-4.

11. (Mackenzie-SP) Utilizada como coagulante do sangue em pequenos cortes (barba ou manicure, por exemplo), a pedra-ume é formada por sulfatos duplos de potássio e alumínio cristalizados com vinte e quatro moléculas de água. A fórmula da pedra-ume é

Dados: Números atômicos:

K = 19; Aℓ = 13; S = 16; O = 8

A) $K_2SO_4.A\ell SO_4.24H_2O$.

B) $KSO_4.A\ell SO_4.24H_2O$.

C) $K_2SO_4.A\ell(SO_4)_3.24H_2O$.

D) $KSO_4.A\ell(SO_4)_3.24H_2O$.

E) $K_2SO_4.A\ell_2(SO_4)_3.24H_2O$.

12. Fertilizantes devem fornecer os elementos necessários aos vegetais sob a forma de compostos solúveis para facilitar a absorção. Assim, para fornecer o elemento fósforo, é mais conveniente utilizar Na_3PO_4 ou $A\ell PO_4$? Por quê?

13. (FUVEST-SP)

Auxiliar de enfermagem erra; em vez de aplicar glicose usou cloreto de potássio.

O ESTADO DE S. PAULO, 6 fev. 1993.

EXPLIQUE como diferenciar as duas soluções citadas na notícia anterior, usando apenas os seguintes materiais: pilhas elétricas, lâmpada de lanterna, pedaços de fios metálicos, frascos contendo as soluções.

14. (Unicamp-SP) A irrigação artificial do solo pode ser feita de várias maneiras. A água utilizada para a irrigação é proveniente de lagos ou rios e contém pequenas quantidades de sais dissolvidos. Sabe-se, desde a mais remota antiguidade, que a irrigação artificial intensa pode levar à salinização do solo, tornando-o infértil, principalmente em locais onde há poucas chuvas. Em regiões onde chove regularmente, de modo a não ser necessária a irrigação, a salinização não ocorre.

A) Como se pode explicar a salinização do solo?

B) Por que a água da chuva **NÃO** provoca salinização?

15. (UnB-DF) O ônibus parou, e os estudantes que participavam de uma excursão de ciências desembarcaram e montaram as barracas em torno de uma casa que seria utilizada como apoio para o grupo. Após o café da manhã, o grupo saiu para explorar a orla marítima e, na praia, observou jangadeiros que traziam uma grande quantidade de peixes, camarões e até algumas conchas.

Os estudantes aproveitaram a ocasião para investigar as características dos seres e objetos pescados pelos jangadeiros.

Julgue se o item seguinte apresenta conclusão **CORRETA** a que os estudantes poderiam chegar após a citada investigação. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

( ) Ao adicionar ácido clorídrico a uma concha e constatar a produção de efervescência, um estudante concluiu que a concha era formada de carbonatos.

16. (PUC RS)

	Substância	Aplicação
I	$KMnO_4$	Agente bacteriana
II	$NaNO_3$	Aditivo alimentar
III	H_3BO_3	Água boricada
IV	$MgSO_4$	Ação laxativa
V	KI	Preventivo para evitar bócio
VI	NaCℓO	Água sanitária
VII	NH_4OH	Produtos de limpeza

Pela análise da tabela, é **INCORRETO** afirmar que a substância

A) I é bactericida devido a sua ação oxidante.

B) II é um sal proveniente da reação entre uma base fraca e um ácido fraco.

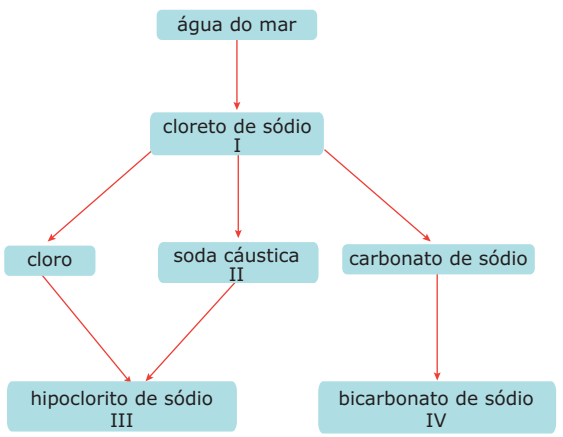
C) III é classificada como um ácido fraco.

D) V é um sal solúvel em água.

E) VII torna rosa a fenolftaleína.

SEÇÃO ENEM

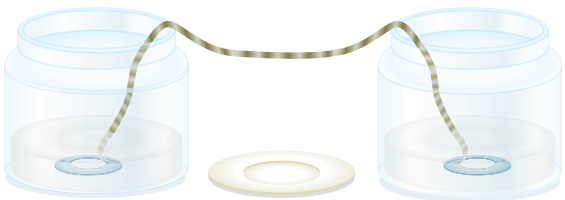
01. (Enem–1999) A água do mar pode ser fonte de materiais utilizados pelo ser humano, como os exemplificados no esquema a seguir:



Os materiais I, II, III e IV existem como principal constituinte ativo de produtos de uso rotineiro. A alternativa que associa corretamente água sanitária, fermento em pó e solução fisiológica com os materiais obtidos da água do mar é:

	Água sanitária	Fermento em pó	Solução fisiológica
A)	II	III	IV
B)	III	I	IV
C)	III	IV	I
D)	II	III	I
E)	I	IV	III

02. As estalactites e as estalagmites são formações constituídas de $CaCO_{3(s)}$ que levam milhares de anos para serem formadas no interior das cavernas. Podemos produzir estruturas semelhantes usando o $NaHCO_3$ (bicarbonato de sódio) e o $MgSO_4$ (sulfato de magnésio), como na montagem a seguir:



$NaHCO_3(aq)$ $MgSO_4(aq)$

As soluções aquosas dos dois sais são absorvidas por um cordão de algodão preso a pesos que se encontram no fundo dos recipientes. Essas soluções difundem-se pelo cordão e acumulam-se na parte mais baixa, formando uma gota que cai no prato. Após dias do início do gotejamento, observam-se a formação e o crescimento de uma protuberância sólida esbranquiçada, semelhante a uma estalagmite.

No processo descrito,

A) o sólido esbranquiçado corresponde ao sal carbonato de sódio, principal constituinte das estalagmites.

B) ocorre apenas um processo físico de precipitação dos dois sais por evaporação do solvente, a água.

C) ocorreria a formação de $CaCO_{3(s)}$ caso o $MgSO_{4(aq)}$ fosse substituído por uma solução de cloreto de cálcio.

D) o bicarbonato de sódio sofre decomposição, formando gás carbônico, que originará o $CaCO_{3(s)}$.

E) há a formação da protuberância esbranquiçada, pois os dois sais formados são insolúveis em água.

03. A água de mananciais existentes em certas regiões do país pode apresentar uma característica peculiar: a dureza. Como assim?

A dureza da água é propriedade decorrente da presença de metais alcalinos terrosos, e resulta da dissolução de minerais do solo e das rochas ou do aporte de resíduos industriais. É definida como uma característica da água, a qual representa a concentração total de sais de cálcio e de magnésio, expressa como carbonato de cálcio ($mg.L^{-1}$). Quando a concentração desses sais é alta, diz-se que a água é dura, quando baixa, que é mole.

Quando se retira, de mananciais de água dura, água que se destina ao abastecimento de água potável, um rigoroso tratamento deve ser feito para diminuir a concentração de íons cálcio e magnésio, pois esses íons podem provocar a formação de cristais de oxalato de cálcio (CaC_2O_4) pouco solúveis em água, responsáveis por graves problemas renais.

Geralmente, classifica-se uma água de acordo com sua concentração total de sais, como descrito no quadro a seguir proposto por Langelier (1946):

Classificação	Concentração como $CaCO_3$ ($mg.L^{-1}$)
Águas moles	< 50
Águas moderadamente moles	50 a 100
Águas levemente duras	100 a 150
Águas moderadamente duras	150 a 250
Águas duras	250 a 350
Águas muito duras	> 350

Considere os números atômicos dos elementos químicos:

Mg = 12; Ca = 20.

A dureza da água afeta a saúde das pessoas porque

A) a ingestão de água dura provoca a formação de cristais de oxalato de cálcio, conhecidos como cálculos renais, que possuem energia de rede iônica relativamente alta e, por isso, não são solúveis em água.

B) os íons cálcio e íons magnésio, presentes na água dura, possuem carga igual a 1+ e são facilmente absorvidos pelo intestino.

C) os íons cálcio, se comparados aos íons magnésio, ambos presentes na água mole, são menores e facilmente excretados.

D) a água dura interfere na absorção de nutrientes.

E) a presença de íons cálcio e magnésio podem contribuir para formar sais solúveis em água.

04. Dos macronutrientes primários, o fósforo é absorvido em menores quantidades, entretanto, sua presença no solo é indispensável para o crescimento e produção vegetal. Ele interfere nos processos de fotossíntese, de respiração, de armazenamento e transferência de energia, de divisão celular e de crescimento das células. Contribui também para o crescimento prematuro das raízes; qualidade das frutas, verduras, grãos e para a formação das sementes. Por interferir em vários processos vitais das plantas, deve haver um suprimento adequado de fósforo desde a germinação, principalmente em plantas de ciclo curto.

Nos fertilizantes fosfatados sob a forma de fosfato solúvel em água, em contato com a solução do solo, o fósforo solubiliza tornando-se disponível. Parte deste fica dissolvido na solução do solo e parte fica adsorvido ao complexo coloidal (argilas), por trocas iônicas.

Disponível em: http://www.agrolink.com.br/fertilizantes/nutrientes_fosforo.aspx. Acesso em: 30 ago. 2010 (Adaptação).

A substância mais indicada para constituir um fertilizante fosfatado pode ser representada pela fórmula química

A) $Ca_3(PO_4)_2$.

B) $FePO_4$.

C) Na_3PO_4.

D) P_4.

E) $Ba_3(PO_4)_2$.

GABARITO

Fixação

01. A

02. E

03. A

04. E

05. E

Propostos

01. D

02. E

03. E

04. C

05. A

06. A

07. D

08. A

09. B

10. C

11. E

12. Na_3PO_4, por ser o único solúvel.

13. Medir a condutividade elétrica das soluções de glicose ($C_6H_{12}O_6$) e de cloreto de potássio ($KC\ell$). A que conduzir corrente elétrica corresponde à solução de $KC\ell$, pois o sal se dissocia em água, liberando íons, fato que não ocorre com a glicose.

14. A) Quando a água usada na irrigação artificial evapora, os sais nela dissolvidos permanecem no solo, causando o fenômeno da salinização.

    B) A água da chuva não contém sais dissolvidos; portanto, quando evapora, não deixa resíduo salino, não contribuindo para a salinização do solo.

15. Correto: Os carbonatos reagem com ácido liberando $CO_{2(g)}$, daí o efeito de efervescência.

16. B

Seção Enem

01. C

02. C

03. A

04. C

QUÍMICA

Isomeria espacial

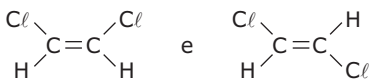
MÓDULO 13 FRENTE D

ISOMERIA GEOMÉTRICA CIS-TRANS

Isomeria geométrica é um caso de isomeria espacial ou estereoisomeria, em que as diferenças entre os isômeros só podem ser determinadas pela análise das fórmulas estruturais espaciais.

A isomeria geométrica só ocorre em compostos com dupla-ligação entre carbonos e em compostos cíclicos.

Consideremos o composto 1,2-dicloroeteno ($C_2H_2C\ell_2$). Podemos construir duas estruturas espaciais, uma em que os dois átomos de cloro estão de um mesmo lado e outra em que eles estão em lados opostos em relação à dupla-ligação.



cis trans

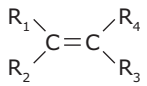
À primeira vista, trata-se de duas estruturas equivalentes. No entanto, devido à presença de dupla-ligação, não há livre rotação carbono-carbono, não sendo possível a interconversão das estruturas sem haver a quebra de ligações.

Nesse caso, as estruturas representam compostos orgânicos diferentes que possuem a mesma fórmula molecular. Temos, então, um novo tipo de isomeria, denominada isomeria geométrica ou isomeria cis-trans.

A isomeria geométrica sempre origina dois isômeros, um denominado cis – em que os grupos iguais (cloro, por exemplo) estão de um mesmo lado em relação à dupla-ligação – e outro denominado trans – em que os grupos iguais estão em lados opostos em relação à dupla-ligação.

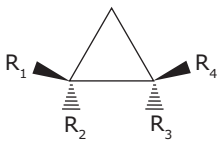
Para haver isomeria geométrica em compostos de cadeia aberta, é necessário que

- haja a presença de dupla-ligação entre carbonos.
- os ligantes a um dos carbonos da dupla-ligação sejam diferentes entre si (estes podem ser iguais aos ligantes do outro carbono).



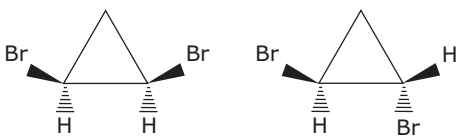
Condição: $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$.

No caso de compostos cíclicos, também não há rotação livre entre átomos de carbono do anel; logo, haverá isomeria geométrica se o ciclo possuir dois carbonos com ligantes diferentes entre si, havendo a possibilidade de estes serem iguais aos ligantes do outro carbono.



Condição: $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$.

O composto 1,2-dibromociclopropano possui dois isômeros geométricos.



cis trans

A isomeria geométrica em compostos de cadeia cíclica também é conhecida como isomeria Baeyeriana, em homenagem ao químico alemão Adolf von Baeyer, que descobriu esse tipo de isomeria.

Diferenças entre os isômeros cis e trans

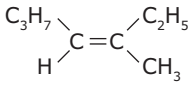
As propriedades físicas (T.F., T.E., solubilidade, polaridade da molécula, etc.) dos isômeros cis e trans são diferentes; porém, algumas propriedades químicas, como as reações de adição, são semelhantes.

De modo geral, os isômeros trans são mais estáveis que os cis, devido à menor repulsão das nuvens eletrônicas dos ligantes, uma vez que a distância entre um par de ligantes iguais em um isômero trans é maior do que em um isômero cis.

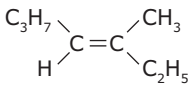
ISOMERIA GEOMÉTRICA E-Z

No caso de um composto apresentar quatro ligantes diferentes nos carbonos de rotação impedida, o isômero Z é o que contém os grupos maiores do mesmo lado, e o isômero E é o que os contém em lados contrários.

Exemplo: 3-metilept-3-eno



isômero Z



isômero E

A forma E é mais estável do que a forma Z, devido à menor repulsão dos grupos ligantes aos carbonos de rotação impedida.

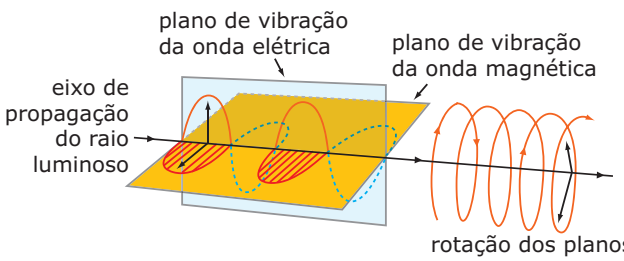
De um modo geral, os isômeros E-Z apresentam propriedades físicas diferentes e propriedades químicas diferentes ou não, dependendo da posição relativa dos grupos ligantes e do tipo de substância. Um exemplo esclarecedor é o do ácido but-2-enodioico frente a um aquecimento: o ácido maleico (cis) transforma-se facilmente no respectivo anidrido, enquanto o ácido fumárico (trans) não sofre desidratação.

Os prefixos Z e E provêm do alemão *zusammen* (junto) e *entgegen* (oposto).

ISOMERIA ÓPTICA

É o caso de isomeria espacial, estereoisomeria, cujos isômeros ópticos ou substâncias opticamente ativas, ao serem atravessados pela luz polarizada, têm a propriedade de desviar o seu plano de vibração.

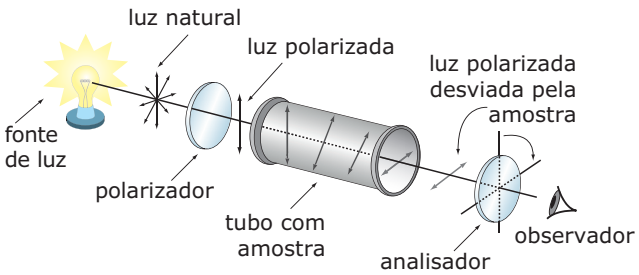
A luz natural corresponde a ondas eletromagnéticas cujas ondas elétricas vibram em um plano perpendicular ao das ondas magnéticas. À medida que a luz se desloca, esses dois planos giram em torno de seu próprio eixo de propagação.



Existem determinadas substâncias que, ao serem atravessadas, conseguem absorver todos os planos de vibração da luz natural, deixando passar apenas um. Essas substâncias são denominadas polarizadoras, e a luz que sai delas é denominada luz plano-polarizada ou, simplesmente, luz polarizada.

Na luz plano-polarizada, os planos de vibração elétrico e magnético não giram em torno do eixo de propagação.

Sabemos que um prisma de nicol (cristal de espato da islândia convenientemente serrado, depois colado) não deixa passar senão a luz polarizada, que vibra num único plano. Ao passar esse tipo de luz por uma substância líquida ou dissolvida, diremos que a substância é opticamente ativa se for capaz de desviar o plano de luz polarizada para a direita (dextrógira) ou para a esquerda (levógira).

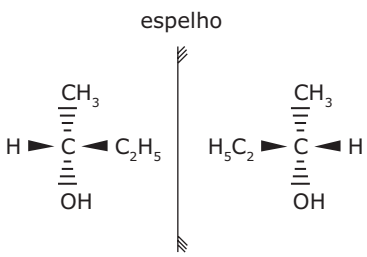


O isômero que gira o plano da luz polarizada para a direita é denominado dextrorrotatório, dextrógiro (do latim *dexter*, direita) ou, simplesmente, **d**. Já o isômero que gira o plano da luz polarizada para a esquerda é denominado levorrotatório, levógiro (do latim *laevus*, esquerda) ou, simplesmente, **l**. Os isômeros dextrógiro e levógiro apresentam o mesmo ângulo de desvio do plano da luz polarizada, porém em sentidos diferentes. Por convenção, o desvio causado por um isômero dextrógiro é positivo (+), e o causado por um isômero levógiro é negativo (–).

Os isômeros ópticos denominados enantiômeros, enanciômeros ou antípodas ópticas possuem a mesma composição, mas a distribuição espacial de seus átomos é diferente. Esses isômeros são imagens especulares assimétricas e, portanto, não podem ser superpostas entre si.

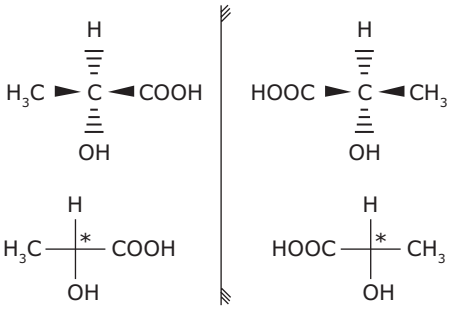
Exemplo 1:

álcool butan-2-ol



Exemplo 2:

ácido láctico



ácido láctico-d ácido láctico-l

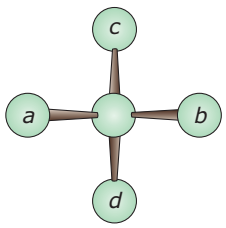
As espécies químicas que não são sobreponíveis com suas imagens especulares são denominadas espécies quirais.

É condição indispensável, para a existência de isomeria óptica, que o arranjo atômico apresente assimetria. Arranjos atômicos assimétricos não podem ser torcidos, girados ou virados de tal forma a transformar um isômero d em um isômero l.

Representação de Fischer

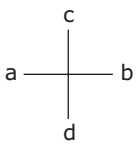
Os carbonos assimétricos são tetraédricos. A representação desses tetraedros em duas dimensões é difícil. Para facilitar essa representação, Fischer desenvolveu uma projeção bastante simples para quaisquer carbonos tetraédricos.

Podemos imaginar um tetraedro em perspectiva como a união de duas letras V, que estão perpendiculares entre si, em um único ponto, o carbono central.

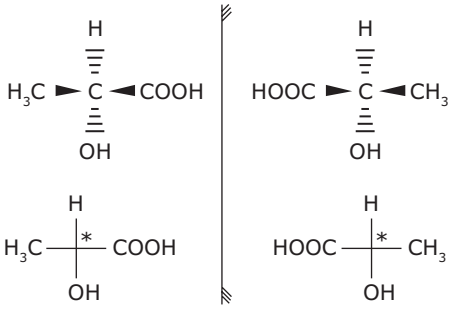


Fórmula estrutural em perspectiva

Fischer convencionou que o carbono central está no plano desta página e que os grupos **c** e **d**, que estão abaixo do plano desta página, serão representados por uma linha vertical; e que os grupos **b** e **a**, que estão voltados para a parte de cima do plano desta página, serão representados por uma linha horizontal.



projeção de Fischer



ácido láctico-d ácido láctico-l

Isomeria Óptica em Compostos que apresentam um carbono assimétrico

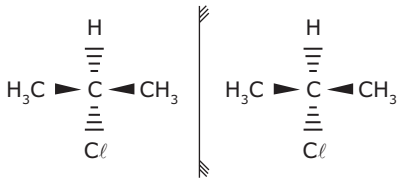
Substâncias que apresentam carbonos assimétricos, carbonos ligados a quatro grupamentos diferentes entre si, são arranjos atômicos assimétricos e apresentam isomeria óptica. Os carbonos assimétricos são também denominados estereocentros e são, geralmente, representados por um asterisco (C*).

Como já descrevemos anteriormente, a atividade óptica ocorre devido à assimetria das espécies químicas. Para entendermos melhor, vamos definir objetos simétricos e assimétricos.

Um objeto é simétrico quando apresenta, pelo menos, um plano de simetria, ou seja, pode ser dividido em duas partes equivalentes. Qualquer objeto simétrico produz, em um espelho plano, uma imagem especular que é igual ao objeto. Assim, objeto e imagem são sobreponíveis e não são espécies quirais.

Exemplo

plano do espelho



imagens especulares superponíveis

Um objeto é assimétrico quando não apresenta plano de simetria, ou seja, não pode ser dividido em duas partes equivalentes. Qualquer objeto assimétrico produz, em um espelho plano, uma imagem especular que é diferente do objeto. Assim, objeto e imagem não são sobreponíveis e são espécies quirais.

Então, o ácido láctico é uma espécie química assimétrica, e, na verdade, a fórmula CH_3—CH(OH)—COOH representará duas substâncias diferentes, uma dextrógira e outra levógira.

Mistura racêmica ou racemato

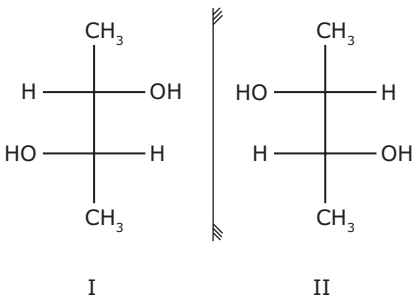
Em uma síntese que origina enantiômeros, realizada em laboratório, em ambiente não quiral, os isômeros d e l serão originados na mesma proporção. Essa mistura é denominada mistura racêmica ou racemato.

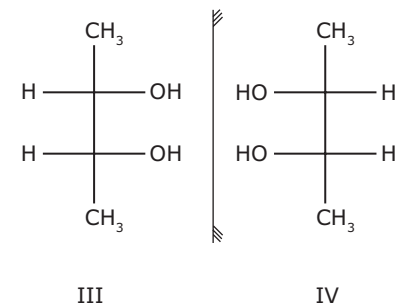
A mistura racêmica não apresenta atividade óptica, pois o desvio provocado por uma espécie química dextrógira é cancelado por uma espécie química levógira. Tal inatividade é denominada inatividade por compensação externa (um desvio causado por uma espécie química é "compensado" externamente por um desvio em sentido contrário, causado por uma espécie química que é seu enantiômero).

Isomeria óptica em compostos que apresentam mais de um carbono assimétrico

Em moléculas que apresentam mais de um carbono assimétrico, podemos calcular o número de estereoisômeros por 2^n, em que n é o número de carbonos assimétricos da molécula. No entanto, quando existem carbonos assimétricos idênticos, a simetria de algumas estruturas elimina alguns estereoisômeros. Para ter certeza, em duas dimensões, se duas estruturas são ou não sobreponíveis, recorre-se à representação de Fischer.

Exemplo:



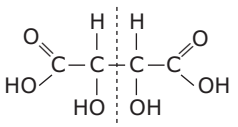


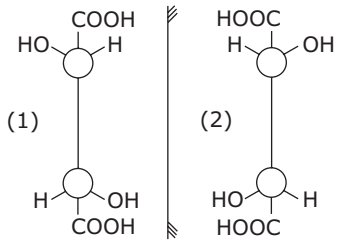
Tente girar a imagem fazendo rotações no sentido horário e anti-horário, sem tirar a molécula do plano do papel. Se você conseguir coincidir exatamente a imagem com seu objeto, significa que ambas são uma mesma estrutura espacial. Das moléculas anteriores, I e II são enantiômeros, pois não são sobreponíveis. Já III e IV são a mesma estrutura, pois consegue-se sobrepô-las, girando uma delas em 180º. Comparada a I e II, a estrutura III não tem relação objeto-imagem (estamos desconsiderando arbitrariamente a estrutura IV). Dizemos que I e III (ou II e III) são diasteroisômeros. A estrutura III é chamada mesocomposto.

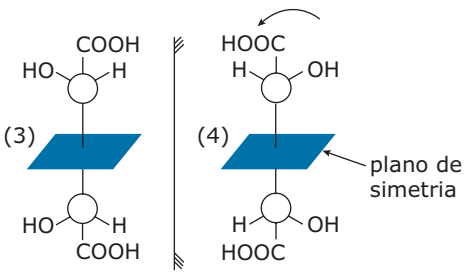
Quando os isômeros ópticos não correspondem a uma imagem especular entre si, são chamados de **diastereoisômeros**. É o caso de isômeros com mais de um carbono assimétrico diferente.

Também podemos encontrar inatividade óptica, mas por compensação interna, nos compostos com dois carbonos assimétricos iguais, caso dos **mesômeros**, cujo exemplo mais tradicional é o do ácido 2,3-di-hidroxibutanodioico (ácido tartárico), estudado por Pasteur.

Ácido tartárico







As formas 1 e 2 não são superponíveis, constituindo um par de antípodas ópticas. A mistura equimolar dessas duas formas é racêmica (d-l).

A forma 3 "construída" pela união da parte superior da forma 1 com a inferior da forma 2 é opticamente inativa, uma vez que apresenta plano de simetria. Com isso, a imagem

especular de 3 é ela mesma. A flecha acima da fórmula mostra que, trazendo o grupo COOH superior da forma 4 para baixo, é possível superpor as duas fórmulas.

Dizemos que a forma 3 ou 4 é inativa por compensação interna (na verdade, é a mesma substância). Ela é chamada de ácido mesotartárico.

Isomeria óptica em compostos que não apresentam carbono assimétrico

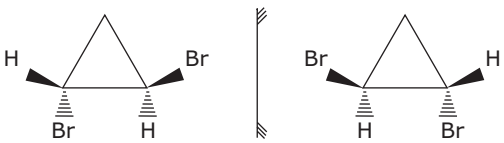
Atividade óptica associada ao carbono assimétrico, ou quiral, é uma generalização que não se verifica em algumas poucas substâncias ativas sem carbono assimétrico, por exemplo, os cristais de quartzo (SiO_2), o clorato de sódio ($NaC\ell O_3$) e a inosita (ciclo-hexanoexol).

Principais casos de isomeria óptica em compostos orgânicos sem carbono assimétrico:

1º) Existem casos de isomeria óptica em compostos cíclicos cuja fórmula espacial é assimétrica.

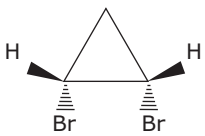
Exemplo:

trans-1,2-dibromociclopropano.



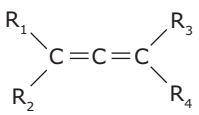
Quando um composto de cadeia carbônica cíclica apresenta isomeria cis-trans, a molécula do isômero trans é assimétrica, isto é, não apresenta plano de simetria. Portanto, possui atividade óptica, apresentando dois isômeros, o dextrógiro, o levógiro e também uma mistura racêmica.

O isômero cis apresenta plano de simetria; portanto, é opticamente inativo.

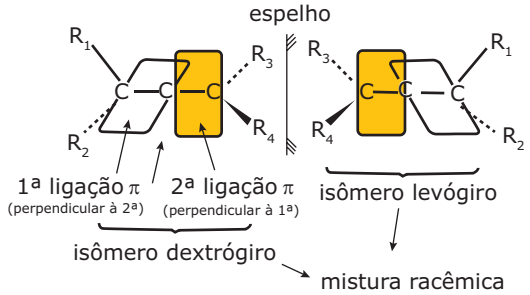


cis-1,2-dibromociclopropano

2º) Os compostos alênicos (derivados do propadieno) que são assimétricos apresentarão atividade óptica:



Em que $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$.



Propriedades dos isômeros ópticos

A propriedade física que distingue os enantiômeros é o desvio do plano da luz polarizada. As propriedades físicas densidade, temperatura de fusão, temperatura de ebulição e solubilidade dos enantiômeros são iguais.

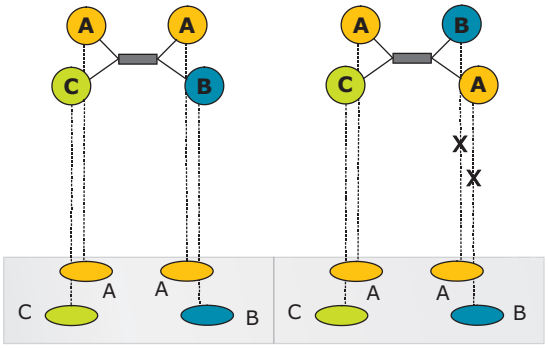
Observe alguns valores de algumas propriedades físicas dos ácidos tartáricos.

Ácidos	T.F. / ºC	Densidade / $g.cm^{-3}$	Poder rotatório específico (α)
d-tartárico	170	1,76	+12º
l-tartárico	170	1,76	–12º
d-l-tartárico (racêmico)	206	1,69	0
mesotartárico	140	1,67	0

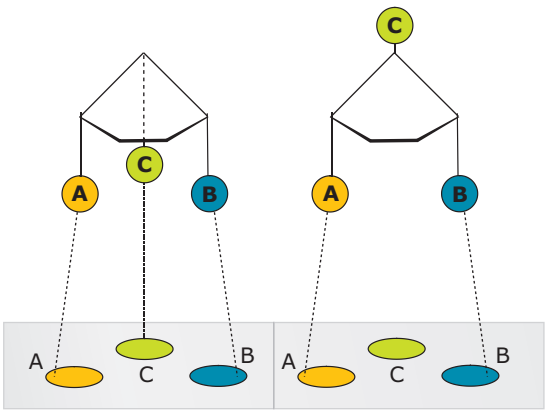
As propriedades químicas dos isômeros ópticos são idênticas quando eles reagem com reagentes não quirais. Apenas em um ambiente quiral, eles apresentam comportamentos químicos diferentes. Por exemplo, na presença de uma enzima quiral, a reação de um isômero óptico pode ser catalisada, enquanto a reação de seu enantiômero pode não ocorrer. Dessa forma, os efeitos fisiológicos dos isômeros podem ser específicos. Nos seres vivos, as reações são enantiosseletivas, devido à ação de enzimas.

Os estereoisômeros podem apresentar atividades biológicas diferentes: um deles pode ser muito ativo e o outro inativo ou fracamente ativo. As ilustrações a seguir mostram como a orientação espacial de uma molécula é importante na interação com o seu receptor biológico.

No exemplo a seguir, somente o primeiro enantiômero possui a configuração correta para o receptor: quando os grupos A estão em trans, a molécula não se "encaixa" no sítio receptor.



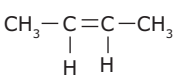
Neste outro exemplo, o grupo C do segundo enantiômero está em uma posição desfavorável em relação à interação com o receptor.



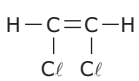
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (PUC Minas) Observe os compostos a seguir:

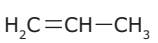
I



III



II



IV

Apresentam isomeria geométrica

A) I e IV, apenas.
B) I e II, apenas.
C) II e III, apenas.
D) II, III e IV.
E) I, III e IV.

02. (PUC Minas) Sobre um par de isômeros cis-trans, é **CORRETO** dizer que

A) o isômero trans é sempre mais estável.
B) suas fórmulas moleculares são diferentes.
C) o isômero cis apresenta cadeia mais longa.
D) a massa molecular do isômero cis é sempre maior.
E) ambos apresentam a mesma disposição no espaço.

03. **JULGUE** os itens seguintes.

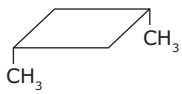
( ) O monômero da borracha natural ou cautchu é o isopreno ou 2-metil-1,3-butadieno. Esse composto possui dois isômeros geométricos.

( ) A existência de isômeros geométricos cíclicos é permitida pelo fato de não haver liberdade de rotação em torno da ligação C—C.

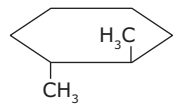
( ) Os compostos 1,2-dicloroeteno e 1,2-dicloroetano apresentam isomeria cis-trans.

( ) O menor alceno que realiza isomeria geométrica é o 2-buteno.

( ) Os isômeros cis e trans possuem propriedades físicas diferentes, sendo o isômero cis o mais estável.

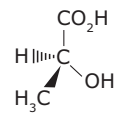
( ) O composto 

apresenta isomeria geométrica, sendo este o isômero cis.

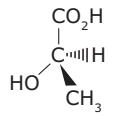
( ) O composto 

apresenta isomeria geométrica, sendo este o isômero trans.

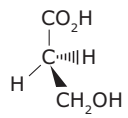
04. (UFV-MG) Dores musculares são frequentemente causadas pelo acúmulo do ácido lático (I) nos músculos após a realização de exercícios prolongados. O seu isômero (II), por outro lado, é encontrado no leite azedo. O ácido (III) é também isômero de (I) e de (II). O glicerol (IV) é um agente umectante comumente adicionado a produtos, como cremes dentais, para evitar que esses sequem rapidamente. O ácido (V) é um dos responsáveis pelo sabor do queijo suíço.



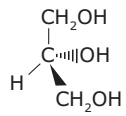
(I)



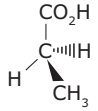
(II)



(III)



(IV)



(V)

Com relação a esses compostos, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) O composto (I) é enantiômero do composto (II).

B) Os compostos (III) e (IV) não apresentam atividade óptica.

C) O composto (I) é isômero constitucional do composto (II).

D) O composto (I) é isômero constitucional do composto (III).

E) O composto (III) não é isômero constitucional do composto (V).

05. (ITA-SP) São feitas as afirmações a seguir em relação a dois antípodas ópticos tais como o ácido d-tartárico e o ácido l-tartárico:

I. Eles necessariamente têm a mesma temperatura de fusão.

II. Eles necessariamente têm a mesma solubilidade em água.

III. Eles necessariamente terão solubilidade distinta no dextro-1-metilpropanol.

IV. Eles necessariamente terão efeitos fisiológicos diferentes.

V. Eles necessariamente terão poder rotatório de sinal oposto, mas de valor absoluto igual.

Dessas afirmações, estão **CORRETAS**

A) apenas I e II.

B) apenas I, II, III e V.

C) apenas I, II e V.

D) apenas II e IV.

E) todas.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (Fatec-SP) O composto que apresenta isomeria cis-trans é

A) $CH_3—CH=CH—CH_2—CH_3$.

B) $CH_2=CC\ell_2$.

C) $CH_2=CH—COOH$.

D) $CH_2=C(CH_3)_2$.

E) $(CH_3)_2C=C(CH_3)_2$.

02. (UFSJ-MG–2011) A produção de substitutos para a manteiga e a gordura animal, por meio da hidrogenação parcial de óleos vegetais, levou a um aumento significativo dessas substâncias na dieta humana. No entanto, nos últimos anos, o termo gordura trans ganhou uma posição de destaque em função da divulgação de possíveis malefícios à saúde decorrentes de seu consumo.

Com relação às gorduras trans, é **CORRETO** afirmar que são formadas por ácidos graxos contendo

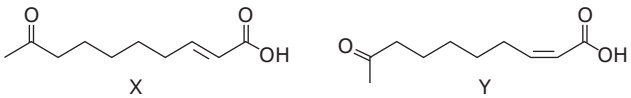
A) cadeias carbônicas totalmente saturadas obtidas por substituição das insaturações existentes anteriormente por átomos de hidrogênio.

B) uma dupla ligação entre átomos de carbono ligados a grupos químicos iguais situados em lados opostos.

C) dois grupos funcionais carboxila situados nas extremidades da cadeia carbônica e em posições opostas.

D) uma insaturação entre átomos de carbono ligados a cadeias carbônicas situadas do mesmo lado.

03. (Unimontes-MG–2010) Duas fórmulas estruturais são apresentadas a seguir:



X Y

A abelha-rainha produz um composto chamado de feromônio que é responsável pelo seu efeito dominador sobre as outras abelhas da colônia. Tal composto tem estrutura trans e pode estar representado pela estrutura X e / ou Y. Observando-se as estruturas dadas, é **INCORRETO** afirmar que

A) o feromônio produzido pela abelha-rainha é o composto X.

B) a abelha-rainha não produz o composto representado em Y.

C) os compostos X e Y não representam um par de enantiômeros.

D) as estruturas X e Y representam compostos idênticos.

04. (UESC-BA) Admite isomeria geométrica ou cis-trans o alceno

A) 2,3-dimetil-2-penteno.

B) 4-etil-3-metil-3-hexeno.

C) 1-penteno.

D) 3-metil-3-hexeno.

E) eteno.

05. Sabendo que o composto 1,2-diclorociclopropano apresenta isomeria cis-trans, **REPRESENTE** suas fórmulas estruturais.

06. **ESCREVA** as fórmulas estruturais possíveis com a fórmula molecular C_4H_8 e **INDIQUE** a(s) estrutura(s) que apresenta(m) isomeria geométrica.

07. (PUC Minas) Um alqueno que possui massa 56 g/mol apresenta isômeros em número de

A) 2.

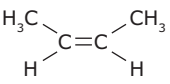
B) 4.

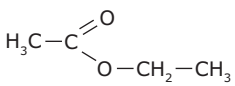
C) 5.

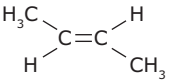
D) 6.

E) 7.

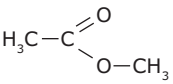
08. (FGV-SP) Considere os compostos e as afirmações apresentadas sobre eles.

(1) 

(4) 

(2) 

(5) $H_3C-CH_2-CH_3$

(3) 

(6) $H_2C=CH-CH_3$

I. 1 e 2 são isômeros geométricos.

II. 3 e 4 apresentam a mesma fórmula molecular ($C_3H_6O_2$), isto é, correspondem à mesma substância; portanto, não se trata de isomeria.

III. 5 e 6 mostram um exemplo de isomeria de posição.

IV. 1, 2, 5 e 6 são hidrocarbonetos.

Dessas afirmações, **APENAS**

A) I é correta.

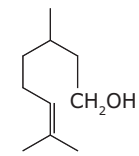
B) IV é correta.

C) I e II são corretas.

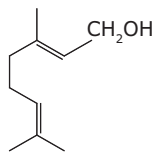
D) I e IV são corretas.

E) I, III e IV são corretas.

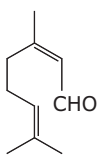
09. (FCMMG) As estruturas a seguir representam as moléculas das substâncias principais responsáveis pelo odor das rosas.



citronelol



geraniol



neral

Em relação a essas substâncias e às reações que com elas podem ocorrer, estão corretas as alternativas, **EXCETO**

A) O geraniol é o isômero trans do citronelol.

B) A hidrogenação catalítica do geraniol e do citronelol produz o mesmo álcool.

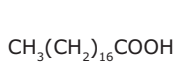
C) As três substâncias reagem com solução de bromo em tetracloreto de carbono.

D) O neral reduz os íons Ag^+ de sua solução amoniacal.

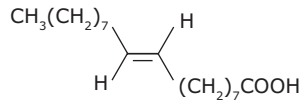
10. (FUVEST-SP) *Durante muitos anos, a gordura saturada foi considerada a grande vilã das doenças cardiovasculares. Agora, o olhar vigilante de médicos e nutricionistas volta-se contra a prima dela, cujos efeitos são ainda piores: a gordura* trans.

VEJA, 2003.

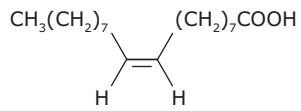
Uma das fontes mais comuns da margarina é o óleo de soja, que contém triglicerídeos, ésteres do glicerol com ácidos graxos. Alguns desses ácidos graxos são:



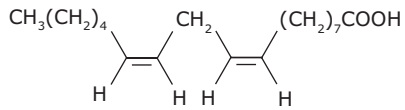
A



B

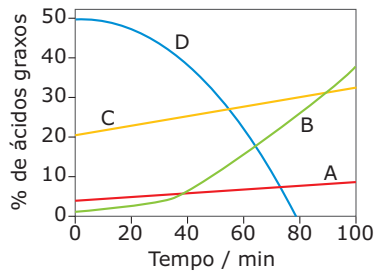


C



D

Durante a hidrogenação catalítica que transforma o óleo de soja em margarina, ligações duplas tornam-se ligações simples. A porcentagem dos ácidos graxos A, B, C e D, que compõem os triglicerídeos, varia com o tempo de hidrogenação. O gráfico a seguir mostra esse fato.



Considere as afirmações:

I. O óleo de soja original é mais rico em cadeias monoinsaturadas trans do que em cis.

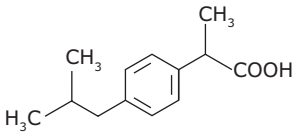
II. A partir de cerca de 30 minutos de hidrogenação, cadeias monoinsaturadas trans são formadas mais rapidamente que cadeias totalmente saturadas.

III. Nesse processo de produção de margarina, aumenta a porcentagem de compostos que, atualmente, são considerados pelos nutricionistas como nocivos à saúde.

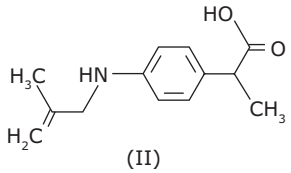
É **CORRETO** apenas o que se afirma em

A) I.
B) II.
C) III.
D) I e II.
E) II e III.

11. (UFC–2010) O ibuprofeno (I) atua como analgésico e anti-inflamatório, enquanto o alminoprofeno (II) é um derivado do ácido propanoico que tem utilidade no tratamento de inflamações e doenças reumáticas.



(I)
ibuprofeno

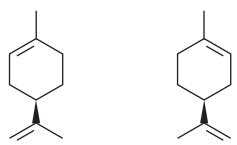


(II)
alminoprofeno

A) Considerando que ambas as substâncias apresentam isomerismo óptico, quantos carbonos assimétricos possui cada uma?

B) **REPRESENTE** os estereoisômeros para o composto I por meio de projeções de Fischer.

12. (UFPR–2011) Os dois compostos a seguir representados são conhecidos como (+) Limoneno e (–) Limoneno. Ambos os compostos apresentam os mesmos valores de temperatura de fusão (PF = –74 ºC), de ebulição (PE = 175-176 ºC) e de densidade (d = 0,84 $g.mL^{-1}$). Todavia, apresentam odores bastante diferentes e característicos. O (+) Limoneno é responsável pelo odor da laranja e outras frutas cítricas. Já o (–) Limoneno tem um odor parecido com o do pinho. Com relação às propriedades físicas, eles diferem somente no desvio do plano da luz polarizada. Enquanto um deles desvia o plano da luz para a direita, o outro desvia o plano com mesmo ângulo, porém em sentido contrário, ou seja, para a esquerda.



(+) Limoneno (–) Limoneno

Com relação aos compostos que apresentam tais características, considere as seguintes afirmativas:

1. Compostos que difiram nas suas propriedades físicas apenas com relação ao desvio do plano da luz polarizada não podem ser separados.
2. Os compostos apresentados são denominados de isômeros geométricos e só podem ser identificados pelo desvio do plano da luz polarizada, o que pode ser feito com o auxílio de um densímetro.
3. Os compostos apresentados são estereoisômeros e podem ser identificados utilizando-se polarímetro, instrumento que identifica o sentido e a magnitude do desvio do plano da luz polarizada.
4. Os compostos apresentados são denominados enantiômeros, que sempre apresentam rotações óticas antagônicas entre si.
5. Convencionou-se distinguir, entre os enantiômeros, o levógiro, quando a rotação ótica observada é para a esquerda, e o dextrógiro, quando a rotação ótica observada é para a direita.

Assinale a alternativa **CORRETA**.

A) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
B) Somente as afirmativas 3, 4 e 5 são verdadeiras.
C) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
D) Somente as afirmativas 1, 4 e 5 são verdadeiras.
E) As afirmativas 1, 2, 3, 4 e 5 são verdadeiras.

13. (PUC-Campinas-SP) Considere as fórmulas estruturais seguintes:

I. $CH_2(OH)—CH_2(OH)$
II. $CH_3—CH(OH)—CH_2—CH_3$
III. $CH_2(OH)—CH=CH—CH_3$
IV. $CH_2(OH)—CH=CH_2$

Há isômeros ópticos e isômeros geométricos, respectivamente, nos compostos representados por

A) I e II.
B) I e IV.
C) II e III.
D) II e IV.
E) III e IV.

14. (Cesgranrio) Em 1848, Louis Pasteur estudou os sais de potássio e amônio obtidos do ácido racêmico (do latim *racemus,* que significa cacho de uva), o qual se depositava nos tonéis de vinho durante a sua fermentação. Após observar que esse ácido era uma mistura de dois outros com a mesma fórmula molecular do ácido tartárico, que, separados, desviavam a luz plano-polarizada, e juntos, em quantidades iguais, perdiam essa propriedade, nasceu o conceito de mistura racêmica. De acordo com o exposto, assinale a opção **CORRETA** com relação aos conceitos de isomeria espacial.

A) Uma mistura racêmica é uma mistura equimolecular de dois compostos enantiomorfos entre si.
B) O 1-butanol, por ser um álcool opticamente ativo, pode originar uma mistura racêmica.
C) O 2-buteno apresenta dois isômeros ópticos, o *cis*-2-buteno e o *trans*-2-buteno.
D) O 2-butanol apresenta três isômeros ópticos ativos denominados dextrógiro, levógiro e racêmico.
E) Quando um composto desvia a luz plano-polarizada para a direita é chamado de levógiro.

15. (ITA-SP) Dados os compostos:

I. $Br_3C—CHC\ell—CC\ell_2—CBr_3$

II. $Br_3C—CHC\ell—CHC\ell—CBr_3$

III. $Br_3C—CH=CH—CBr_3$

IV. $Br_3C—CH=CC\ell—CBr_3$

Assinale a afirmação **FALSA.**

A) Os compostos I e II possuem, respectivamente, um e dois átomos de carbono assimétrico.

B) O composto I possui um total de dois estereoisômeros opticamente ativos.

C) O composto II possui um total de dois estereoisômeros opticamente ativos.

D) Somente os compostos III e IV apresentam, cada um, isomeria geométrica.

E) Os compostos III e IV giram o plano de polarização da luz que os atravessa.

16. (FUVEST-SP) O 3-cloro-1,2-propanodiol existe na forma de dois compostos. Um deles é tóxico e o outro tem atividade anticoncepcional. As moléculas de um desses compostos

A) têm um grupo hidroxila e as do outro têm dois grupos hidroxila.

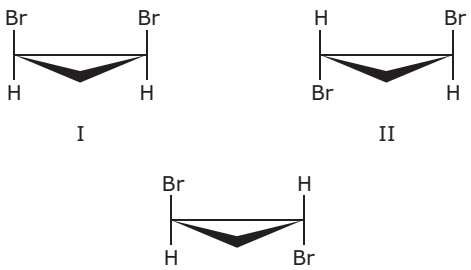
B) têm um átomo de carbono assimétrico e as do outro têm dois átomos de carbono assimétricos.

C) têm três átomos de cloro ligados ao mesmo átomo de carbono e as do outro têm três átomos de cloro ligados a átomos de carbono diferentes.

D) são imagens especulares não superponíveis das moléculas do outro.

E) têm a estrutura cis e as do outro têm a estrutura trans.

17. (PUC Minas) Observe os derivados ciclopropânicos representados a seguir:



Considere as afirmativas a seguir:

I. Os compostos I, II e III são estereoisômeros.

II. Os compostos II e III são enantiômeros.

III. O composto I é mais polar que o composto II.

IV. II e III são o mesmo composto.

A afirmativa está **CORRETA** em

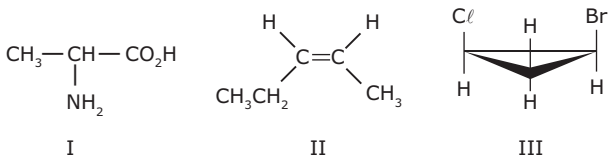
A) I, II, III e IV.

B) I, II e III apenas.

C) I, III e IV apenas.

D) II, III e IV apenas.

18. (PUC RS) Dados os compostos:



São opticamente ativo(s)

A) somente I.

B) I e II.

C) I e III.

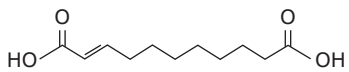
D) I, II e III.

E) II e III.

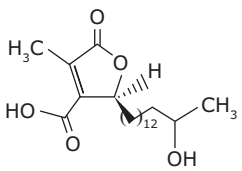
19. (UFES) O número máximo de isômeros ópticos que podem ser representados pela fórmula molecular $C_3H_6BrC\ell$ é

A) 2. B) 3. C) 4. D) 5. E) 6.

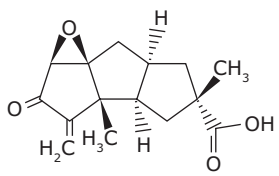
20. (UFC) Alguns ácidos orgânicos são comumente conhecidos por nomes "engraçados", tais como ácido traumático (I), ácido constipático (II) e ácido complicático (III). Analise as estruturas desses ácidos e assinale a alternativa **CORRETA**.



I



II



III

A) I, II e III apresentam em comum a função ácido carboxílico e a presença de centros quirais.

B) I é uma molécula acíclica aquiral e II e III apresentam sistemas cíclicos quirais em suas estruturas.

C) A nomenclatura IUPAC de I é ácido 2-undecenodioico e a configuração da ligação dupla é cis.

D) II apresenta as funções álcool, ácido carboxílico e cetona na sua estrutura, sendo esta última conjugada.

E) III possui 5 centros quirais em sua estrutura, permitindo a existência de 25 esteroisômeros.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2009) Sabe-se que a ingestão frequente de lipídeos contendo ácidos graxos (ácidos monocarboxílicos alifáticos) de cadeia carbônica insaturada com isomeria trans apresenta maior risco para o desenvolvimento de doenças cardiovasculares, sendo que isso não se observa com os isômeros cis.

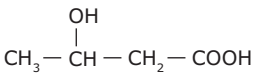
Entre os critérios seguintes, o mais adequado à escolha de um produto alimentar saudável contendo lipídeos é:

A) Se estiverem presentes bases nitrogenadas, estas devem estar ligadas a uma ribose e a um aminoácido.
B) Se estiverem presentes sais, estes devem ser de bromo ou de fluor, pois são essas as formas mais frequentes nos lipídeos cis.
C) Se estiverem presentes compostos com ligações peptídicas entre os aminoácidos, os grupos amino devem ser esterificados.
D) Se contiver lipídios com duplas-ligações entre os carbonos, os ligantes de maior massa devem estar do mesmo lado da cadeia.
E) Se contiver poli-hidroxialdeídos ligados covalentemente entre si, por ligações simples, esses compostos devem apresentar estrutura linear.

02. Um exame de urina pode revelar a presença de compostos denominados corpos cetônicos, que normalmente não são constituintes da urina. Ao revelar a presença desse tipo de substância, tem-se o indício de alterações orgânicas, como o hipertireoidismo e a diabetes *mellitus*.

acetona

ácido aceto-acético


ácido β-hidroxibutírico

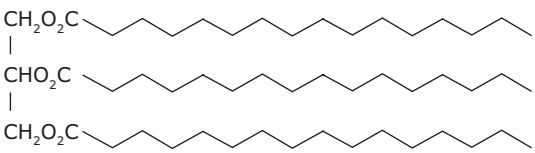
Os reagentes utilizados na identificação desses compostos promovem uma mudança de cor de uma amostra de urina. Um desses reagentes é o nitroferricianeto de sódio – $Na_2Fe(CN)_5NO$. Dependendo da concentração de corpos cetônicos, a coloração varia do violeta ao púrpura.

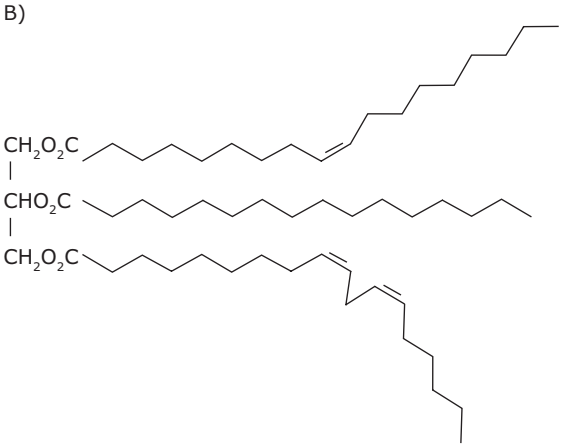
Entre os corpos cetônicos que podem ser identificados na urina, as espécies que não apresentam atividade óptica são
A) acetona e ácido aceto-acético.
B) ácido aceto-acético e ácido β-hidroxibutírico.
C) ácido β-hidroxibutírico e acetona.
D) nitroferricianeto de sódio e acetona.
E) nitroferricianeto de sódio e ácido β-hidroxibutírico.

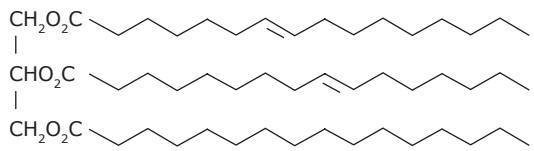
03.

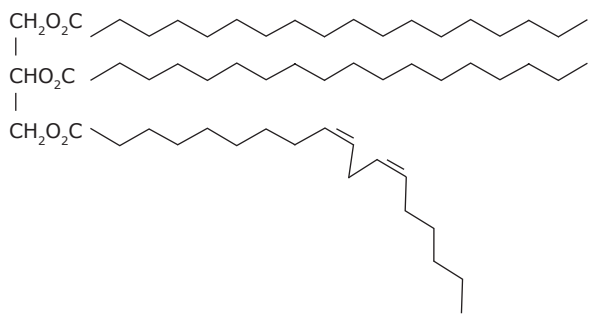
Nem sempre a indicação do rótulo "livre de gordura trans" é verdadeira. Se o produto contiver até 0,2 g de gordura trans por porção, a Anvisa permite que a embalagem estampe o *claim* "Não contém...", "Livre de...", "Zero..." ou "Isento de..." Isso permite que o próprio fabricante, arbitrariamente, escolha o tamanho de 1 porção de seu produto, estabelecendo um valor em que a quantidade de gordura trans fique abaixo de 0,2 g.

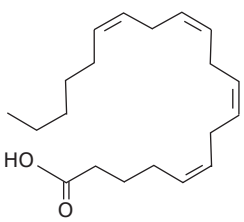
Sabendo-se que a gordura trans é um tipo especial de lipídeo formado a partir de ácidos graxos insaturados, pode-se afirmar que a estrutura de um tipo de gordura trans está representada em:

A)


B)


C)


D)


E)


GABARITO

Fixação

01. C

02. A

03. F V F V F V V

04. C

05. E

Propostos

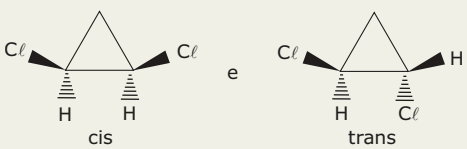
01. A

02. B

03. D

04. D

05.



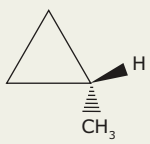
06. A única substância, entre as citadas a seguir, que possui isômeros geométricos é a B.

A) $CH_2=CH-CH_2-CH_3$

B) $CH_3-CH=CH-CH_3$

C) $CH_3-C(CH_3)=CH_2$

D)

E)


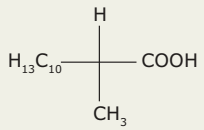
07. B

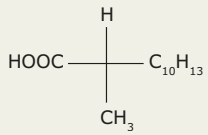
08. D

09. A

10. E

11. A) O ibuprofeno e o alminoprofeno apresentam apenas um carbono assimétrico, isto é, apenas um carbono ligado a quatro substituintes diferentes.

B)




12. B

13. C

14. A

15. E

16. D

17. B

18. C

19. E

20. B

Seção Enem

01. D

02. A

03. C

QUÍMICA

Propriedades físicas dos compostos orgânicos

MÓDULO 14 FRENTE D

As manchas de graxa não são removidas pela água, mas são com querosene; o álcool e o éter em contato com a pele vaporizam-se rapidamente; nada gruda no *teflon*, mas ele encontra-se grudado na panela; o *kevlar* reveste os coletes e os vidros à prova de balas, absorvendo o impacto de projéteis; os perfumes, devido ao aroma agradável, "conquistam corações"; as fibras de carbono apresentam-se muito leves, porém bastante resistentes; os sabões e os detergentes retiram a gordura de pratos, copos e corpos; as ceras aderem-se às superfícies e tonificam o brilho de assoalhos e de rochas. Todos esses fenômenos e muitos outros se relacionam com propriedades físicas dos compostos orgânicos.

As substâncias orgânicas, em sua maioria, são formadas por moléculas. Estas interagem entre si por interações intermoleculares, principalmente as dos tipos dipolo instantâneo-dipolo induzido, dipolo permanente-dipolo permanente e ligações de hidrogênio. Alguns compostos, tais como os sabões, também apresentam íons e, entre estes, existem também atrações eletrostáticas.

A estrutura espacial, o tamanho, a polaridade e a polarizabilidade (capacidade de sofrer polarização instantânea) de uma molécula são fatores que determinam a intensidade das interações intermoleculares e, portanto, as propriedades físicas desses compostos. Estas permitem identificar e isolar um composto orgânico.

As principais propriedades físicas dos compostos orgânicos são temperaturas de fusão e de ebulição, volatilidade e solubilidade. Estudá-las será nosso objetivo a partir de agora.

ESTADOS FÍSICOS E TEMPERATURAS DE FUSÃO E DE EBULIÇÃO

A teoria cinética molecular dos gases admite que as moléculas se encontram em movimento constante e aleatório. As distâncias entre elas são tão grandes que, sob as temperaturas e pressões usuais, não há interações apreciáveis, o que faz com que o percentual de espaços vazios seja muito grande. Já em um líquido, as moléculas estão tão próximas umas das outras que há poucos espaços vazios, e elas interagem por meio de um ou mais tipos de forças atrativas. No estado sólido, as moléculas, átomos ou íons constituintes encontram-se em posições mais ou menos rígidas, apresentando, portanto, baixo grau de liberdade, de forma que as interações existentes são ainda mais intensas.

Quando aquecemos uma substância, inicialmente no estado sólido, aumentamos sua energia cinética média até que a tensão reticular seja alta o suficiente para impedir a estabilidade da fase sólida. Dizemos, então, que o material atingiu a temperatura de fusão, e a energia adicional fornecida foi usada para enfraquecer as interações existentes entre as unidades estruturais, ou seja, aumentar a energia potencial dos constituintes da substância em questão. Após a fusão, o material encontra-se completamente no estado líquido, e o fornecimento adicional de energia, novamente, aumenta a energia cinética média até que o sistema atinja a temperatura de ebulição. Nessas condições, mais uma vez, ocorre a mudança de fase, e a energia fornecida ao sistema é usada para romper interações, ou seja, aumentar a energia potencial. Em outras palavras, dizemos que a mudança de fase (sólido $\rightarrow$ líquido ou líquido $\rightarrow$ gás) aumenta a desordem do sistema, pois há afastamento dessas unidades estruturais, o que diminui as interações coesivas entre elas, destruindo o retículo cristalino, no caso de um sólido cristalino.

As temperaturas de fusão e de ebulição podem ser medidas em qualquer parte do sistema, e são propriedades físicas intensivas (independem da quantidade de amostra) específicas para cada substância, determinadas a uma pressão característica, sendo que, geralmente, utilizamos a pressão atmosférica ao nível do mar.

Quanto mais intensas forem as interações intermoleculares, maiores deverão ser as energias necessárias para promover as transições de fase e, portanto, mais elevadas serão as temperaturas de fusão e de ebulição.

Como os compostos orgânicos, em sua maioria, são moleculares, nossas atenções estarão voltadas para as interações intermoleculares. Ainda assim, é importante lembrar que compostos iônicos, em geral, apresentam temperaturas de fusão e de ebulição mais elevadas, pois a atração eletrostática existente entre os íons que os constituem costuma ser mais intensa que as interações intermoleculares presentes nas substâncias moleculares. A tabela a seguir relaciona alguns compostos orgânicos e inorgânicos, bem como suas temperaturas de fusão e de ebulição.

Substância	Polaridade	Tipo de interação predominante	Massa molar / g.mol^{-1}	T.F. / ºC	T.E. / ºC
CH_4	Apolar	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	16,0	–183	–162
H_2O	Polar	Ligação de hidrogênio	18,0	0	100
NaCℓ	Polar	Atração eletrostática	58,5	801	1 413
$HCOOCH_3$	Polar	Dipolo permanente-dipolo permanente	60,0	–100	34
CH_3COOH	Polar	Ligação de hidrogênio	60,0	17	118
CH_3COONa	Polar	Atração eletrostática	82,0	324	--
$CH_3(CH_2)_6CH_3$	Apolar	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	114,0	–57	126

Embora a massa molar não seja o fator analisado, ela auxilia na determinação do volume da molécula, e isso, aliado à polaridade, nos permite comparar a intensidade das interações intermoleculares presentes em algumas substâncias.

Hidrocarbonetos

Os hidrocarbonetos apresentam polaridade muito baixa, podendo, para fins práticos, serem considerados apolares.

Moléculas apolares, ou seja, que têm momento de dipolo resultante nulo, apresentam distribuição média de carga uniforme. Porém, em virtude do movimento dos elétrons e, portanto, da carga, é possível que os elétrons se concentrem, momentaneamente, em uma parte da molécula, o que causa a formação de um dipolo momentâneo. Este pode induzir, em uma molécula vizinha, um dipolo oposto, de forma que surjam entre essas moléculas forças atrativas, denominadas dipolo induzido-dipolo momentâneo ou dipolo instantâneo-dipolo induzido.

A facilidade com que a nuvem eletrônica de uma molécula pode ser distorcida é denominada polarizabilidade, e quanto mais afastados os elétrons de valência estiverem do núcleo, mais intensa será a polaridade. Caso as moléculas sejam formadas por átomos de mesmos elementos, quanto maior for o número de átomos, maior também será o de elétrons e, assim, menor será a influência dos núcleos sobre eles, tornando a nuvem eletrônica mais polarizável. A presença de elétrons desemparelhados, tal como ocorre nos halogênios, também torna suas nuvens eletrônicas mais polarizáveis. Dessa forma, entre um conjunto de moléculas apolares, aquelas que apresentarem nuvens eletrônicas maiores apresentarão, também, dipolos induzidos mais intensos, aumentando as forças atrativas e, portanto, as temperaturas de fusão e de ebulição.

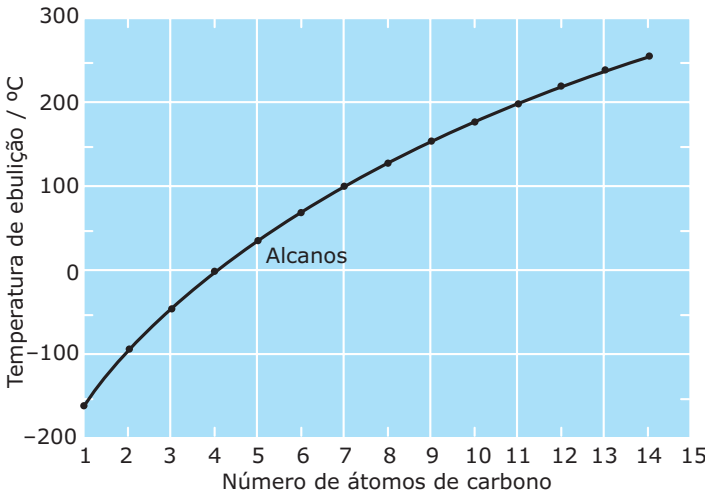
Observe as moléculas de CH_4 e $CH_3(CH_2)_6CH_3$. A cadeia carbônica do octano é maior. Isso possibilita interações mais intensas entre suas moléculas. É por isso que o principal constituinte do gás natural, o metano, CH_4, encontra-se na fase gasosa nas condições ambiente; enquanto o octano, C_8H_{18}, principal constituinte da gasolina, é líquido.

CH_4 – Metano ——————————— T.E. = –161 ºC

$CH_3CH_2CH_2CH_3$ – Butano ——————————T.E. = 0,5 ºC

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ – Octano ——T.E. = 126 ºC

O gráfico a seguir descreve a temperatura de ebulição em função do número de átomos de carbono para alcanos não ramificados.



Embora o gráfico seja para alcanos, outros hidrocarbonetos, tais como alquenos e alquinos, apresentam comportamentos similares.

Devemos nos lembrar, ainda, que os compostos orgânicos podem formar isômeros. Analisando-se os alcanos de fórmula C_5H_{12}, representados a seguir, nota-se que os três possuem a mesma fórmula e, consequentemente, o mesmo número de elétrons de valência. No entanto, suas temperaturas de ebulição são diferentes.

$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

pentano

T.E. = 36 ºC

$CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$

2-metilbutano

T.E. = 28 ºC

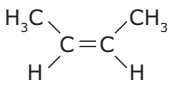
$H_3C—C(CH_3)_2—CH_3$

2,2-dimetilpropano

T.E. = 9,5 ºC

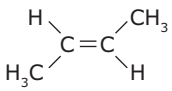
A justificativa encontra-se no número de átomos de carbono da cadeia principal. À medida que o composto fica mais ramificado, ele se torna mais esférico e, assim, a superfície de interação entre suas moléculas diminui, causando também um decréscimo na intensidade das interações intermoleculares e, portanto, na temperatura de ebulição.

A temperatura de fusão também é influenciada pelo empacotamento das moléculas, ou seja, a forma na qual a molécula individual é bem acomodada na rede cristalina. Quanto melhor for esse empacotamento, maior será a energia necessária para desestabilizar a estrutura cristalina e, assim, maior será a temperatura de fusão. Isso pode ser facilmente percebido em isômeros geométricos, como no exemplo a seguir:



cis-but-2-eno

T.F. = –139 ºC



trans-but-2-eno

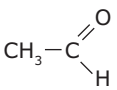
T.F. = –106 ºC

As moléculas do isômero trans são mais simétricas e suas nuvens eletrônicas são tais que possibilitam um melhor empacotamento, gerando uma estrutura cristalina mais estável, o que é refletido na sua maior temperatura de fusão.

Compostos oxigenados

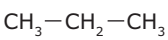
A maioria dos compostos orgânicos oxigenados é polar. Em outras palavras, a distribuição dos elétrons na maioria das moléculas não é uniforme. Logo, as moléculas apresentam dipolos elétricos permanentes, fazendo com que as forças atrativas entre as mesmas sejam mais intensas quando comparadas àquelas existentes entre moléculas de volumes similares, mas que apresentam apenas dipolos momentâneos. Quanto mais intensos forem os dipolos elétricos, maior será a atração entre as moléculas e, portanto, mais intensas serão as interações entre as mesmas.

Observe os dois compostos representados a seguir:



etanal

T.E. = 21 ºC



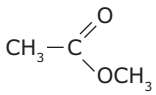
propano

T.E. = –42 ºC

Embora eles apresentem volumes moleculares e, portanto, nuvens eletrônicas de tamanhos similares, suas temperaturas de ebulição são significativamente diferentes. Entre as moléculas do etanal, existem interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, assim como entre as moléculas do propano. Além destas, há também interações do tipo dipolo permanente-dipolo permanente, que intensificam as interações do etanal e, assim, sua temperatura de ebulição aumenta.

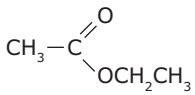
Caso as moléculas tenham estruturas semelhantes, mas polarizabilidades diferentes, as interações do tipo dipolo permanente-dipolo permanente terão intensidades também similares. No entanto, a substância cujas moléculas apresentarem maior cadeia carbônica apresentará interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido mais intensas e, portanto, sua temperatura de ebulição também será maior.

Exemplos:



acetato de metila

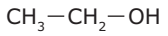
T.E. = 57 ºC



acetato de etila

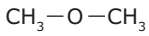
T.E. = 77 ºC

Considere agora o etanol e o éter metílico representados a seguir:



etanol

T.E. = 78 ºC

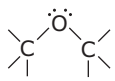


éter metílico

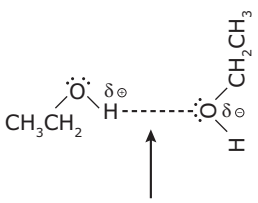
T.E. = –24 ºC

As duas substâncias são formadas por moléculas polares, além de serem isômeros. No entanto, a temperatura de ebulição do etanol é anormalmente alta em relação ao éter metílico.

Nos éteres, o oxigênio, que apresenta dois pares de elétrons não ligantes, encontra-se ligado a dois átomos de carbono, e o ângulo de ligação COC possui valor próximo a 109º. Mesmo havendo momento de dipolo resultante diferente de zero, a polaridade é muito baixa e não influencia significativamente as interações intermoleculares (são apenas um pouco mais intensas que as existentes entre as moléculas de alcanos de tamanhos similares).

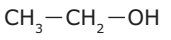


Já nos álcoois, o oxigênio, ligado diretamente ao hidrogênio, atrai a densidade eletrônica do H de tal forma que o núcleo deste fica "desprotegido", ou seja, forma-se um polo positivo que possibilita grande aproximação de outro átomo suficientemente pequeno e muito eletronegativo, tal como F, O ou N de outra molécula. Essas interações intermoleculares razoavelmente intensas são denominadas ligações de hidrogênio e são responsáveis pela temperatura de ebulição razoavelmente alta do álcool.



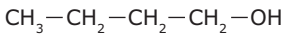
ligação de hidrogênio

Cuidado: as interações do tipo ligações de hidrogênio são responsáveis por elevar a temperatura de ebulição quando as substâncias a serem comparadas apresentarem moléculas de volumes similares, mas polaridades diferentes. Note que a maior temperatura de ebulição do butanol em relação ao etanol deve-se à maior intensidade das interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido no primeiro, pois as ligações de hidrogênio apresentam intensidades similares nos dois compostos.



etanol

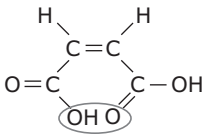
T.E. = 78 ºC



butanol

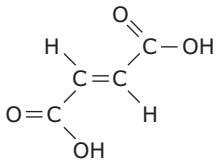
T.E. = 118 ºC

Observe também os ácidos maleico e fumárico e suas temperaturas de ebulição:



ácido maleico

T.E. = 130 ºC



ácido fumárico

T.E. = 286 ºC

Embora o momento de dipolo resultante do ácido maleico seja maior e, portanto, este seja mais polar, suas interações intermoleculares são menos intensas, pois ele apresenta menor temperatura de ebulição. A justificativa para isso encontra-se nas interações intramoleculares (dentro de uma mesma molécula) estabelecidas entre os grupos assinalados. Como estas são ainda mais intensas que as intermoleculares, as primeiras são favorecidas. Logo, as moléculas de ácido maleico fazem menos ligações de hidrogênio intermoleculares que as moléculas de ácido fumárico.

Concluímos que, para compostos orgânicos pertencentes à mesma função, as interações intermoleculares e, portanto, as temperaturas de fusão e de ebulição se intensificam com o aumento da cadeia carbônica.

Para compostos orgânicos de cadeias similares, os formados por moléculas mais polares apresentarão interações mais intensas, o que é ainda mais pronunciado se houver grupos que estabeleçam ligações de hidrogênio.

A tabela a seguir apresenta as principais funções oxigenadas e os tipos de interações que podem existir entre suas moléculas:

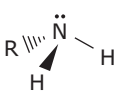
Função oxigenada	Principais interações intermoleculares
Álcool e Fenol	Dipolo instantâneo-dipolo induzido; Dipolo permanente-dipolo permanente; Ligações de hidrogênio
Éter	Dipolo instantâneo-dipolo induzido; Dipolo permanente-dipolo permanente
Aldeído e Cetona	Dipolo instantâneo-dipolo induzido; Dipolo permanente-dipolo permanente
Ácido carboxílico	Dipolo instantâneo-dipolo induzido; Dipolo permanente-dipolo permanente; Ligações de hidrogênio
Éster	Dipolo instantâneo-dipolo induzido; Dipolo permanente-dipolo permanente

Compostos nitrogenados

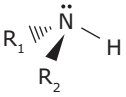
Nesse grupo, as funções orgânicas mais importantes a serem analisadas são aminas e amidas.

As aminas são moderadamente polares e a intensidade de suas interações intermoleculares encontra-se entre a dos álcoois e a dos alcanos de massas molares similares.

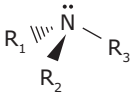
As moléculas das aminas primárias e secundárias podem formar ligações de hidrogênio entre si, sendo estas mais significativas nas primeiras. Isso não ocorre com as aminas terciárias. Porém, a menor eletronegatividade do nitrogênio faz com que as ligações de hidrogênio sejam mais fracas quando comparadas aos álcoois de volumes moleculares similares.



amina primária

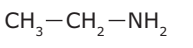


amina secundária



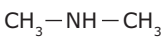
amina terciária

Logo, de uma maneira geral, as temperaturas de fusão e de ebulição serão mais intensas nas aminas primárias, seguidas das secundárias, e menores nas terciárias, cujas interações são apenas dipolo instantâneo-dipolo induzido e dipolo permanente-dipolo permanente.



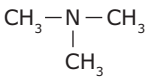
etilamina

T.E. = 17 ºC



dimetilamina

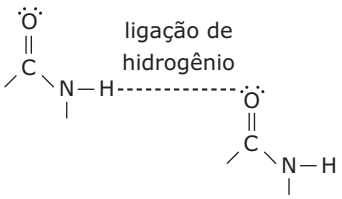
T.E. = 7 ºC



trimetilamina

T.E. = 3 ºC

As amidas também podem estabelecer ligações de hidrogênio intermoleculares, desde que o nitrogênio apresente pelo menos um átomo de hidrogênio diretamente ligado. Tais interações podem ser ainda mais intensas em virtude da maior eletronegatividade no oxigênio.



Compostos halogenados

A ligação carbono-halogênio é polar, no entanto, para sabermos a polaridade de uma molécula, é necessário analisar o momento de dipolo resultante. De modo geral, podemos dizer que hidrocarbonetos monossubstituídos de interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, apresentam também dipolo permanente-dipolo permanente.

Quando o halogênio presente for o iodo, a polarizabilidade da molécula aumentará sensivelmente, assim como a intensidade das interações intermoleculares.

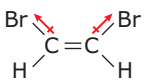
$CH_3-C\ell$	CH_3-Br	CH_3-I
clorometano	bromometano	iodometano
T.E. = –24 ºC	T.E. = 5 ºC	T.E. = 43 ºC

A polarizabilidade também aumenta com o acréscimo no número de halogênios e isso é significativo de tal forma que, mesmo diminuindo a polaridade, as interações dipolo instantâneo-dipolo induzido se intensificam o suficiente para elevar a temperatura de ebulição.

$CH_3C\ell$	$CH_2C\ell_2$
clorometano	diclorometano
T.E. = –24 ºC	T.E. = 40 ºC

$CHC\ell_3$	$CC\ell_4$
triclorometano	tetraclorometano
T.E. = 61 ºC	T.E. = 77 ºC

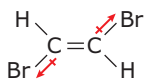
Finalmente, o empacotamento das moléculas também deve ser analisado, pois, algumas vezes, a sua influência é mais significativa que o acréscimo da polaridade. Mas lembre-se: o empacotamento é analisado apenas para a temperatura de fusão.



cis

T.F. = –53 ºC T.E. = 110 ºC

momento de dipolo resultante diferente de zero – polar



trans

T.F. = –6 ºC T.E. = 108 ºC

momento de dipolo resultante igual a zero – apolar

A temperatura de fusão do isômero trans é maior, pois a maior simetria da molécula possibilita um melhor empacotamento das moléculas, formando uma rede cristalina mais estável. No entanto, a maior polaridade do isômero cis faz com que sua temperatura de ebulição (que independe de empacotamento) seja ligeiramente maior.

VOLATILIDADE

A volatilidade relaciona-se com a tendência de as moléculas escaparem da fase líquida e entrarem na fase de vapor, numa dada temperatura. Assim, dizemos que um líquido é volátil quando ele vaporiza com grande facilidade.

A ebulição, assim como a volatilidade, envolve afastamento das moléculas presentes na fase líquida. Logo, podemos relacionar diretamente essas duas propriedades. Quanto mais fracas forem as interações intermoleculares em um líquido, maior será a tendência de escape de suas moléculas (a volatilidade) e menor será a temperatura de ebulição.

Hidrocarbonetos, cujas moléculas apresentam pequenas cadeias carbônicas, apresentam interações intermoleculares de baixa intensidade. Logo, são muito voláteis e apresentam baixas temperaturas de ebulição. À medida que a cadeia carbônica aumenta, intensificam-se as interações intermoleculares e, assim, diminui-se a volatilidade. Esta também diminui com o aumento da polaridade e será ainda menos intensa caso os grupos polares estabeleçam ligações de hidrogênio intermoleculares.

Algumas vezes, "percebemos" a presença de determinadas substâncias pelo seu cheiro. Isso ocorre porque algumas moléculas são capazes de estimular os nervos olfativos, e existe uma estreita relação entre esse sistema e o das emoções. Assim, aquele perfume – que é formado por constituintes voláteis – nos traz tantas emoções. Ou ainda, uma comida específica, cujo aroma é provocado por ésteres, aldeídos, entre outros, relembra a nossa casa ou até a da nossa avó.

SOLUBILIDADE

Quando adicionarmos um soluto, sólido ou líquido, a um determinado solvente, é possível que ocorra um processo de dissolução. Nesse caso, as moléculas do solvente envolverão as unidades estruturais do soluto de forma a dispersá-las. A facilidade com que tudo isso ocorre depende das interações atrativas presentes em:

I. Moléculas de solvente-moléculas de solvente

II. Unidades estruturais de soluto-unidades estruturais de soluto

III. Moléculas de solvente-unidades estruturais de soluto

A razão é que, na realização do processo, as interações soluto-soluto e parte das solvente-solvente são substituídas por interações soluto-solvente. Para que esse fenômeno seja termodinamicamente favorável, é necessário que a energia livre do sistema diminua.

A variação da energia livre, ΔG, é dada por

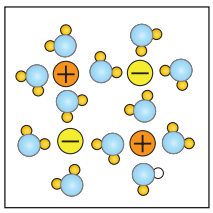
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

em que

- ΔH é a variação da entalpia,
- T é a temperatura do sistema, em Kelvin, e
- ΔS é a variação da entropia.

Como a dissolução é acompanhada de dispersão das unidades estruturais do soluto, ela irá promover um aumento da entropia, de forma que "$-T\Delta S$" assumirá valor negativo, o que contribuirá para a diminuição da energia livre. No entanto, a dispersão só irá ocorrer se as interações soluto-soluto e solvente-solvente forem energeticamente compensadas por aquelas formadas entre soluto-solvente.

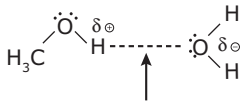
Consideremos, como exemplo, o processo de dissolução de compostos iônicos. Como eles são mantidos por atrações eletrostáticas muito intensas, somente solventes fortemente polares serão capazes de dissolvê-los. A água, substância formada por moléculas muito pequenas e fortemente polarizadas, pode rodear eficientemente os íons individuais de forma a libertá-los da superfície do cristal. Os íons positivos são envolvidos pelo polo negativo do momento de dipolo resultante da água, enquanto os íons negativos são envolvidos pelo polo positivo.



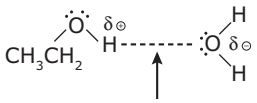
LEGENDA
átomo de hidrogênio
átomo de oxigênio
cátion
ânion

A antiga generalização que diz *semelhante dissolve semelhante* é útil. Os compostos polares e iônicos tendem a se dissolver nos solventes polares, enquanto os compostos apolares tendem a se dissolver em compostos apolares.

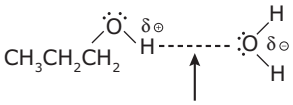
O metanol, o etanol e o propanol são infinitamente miscíveis em água. Nos três casos, os grupos alquilas são relativamente pequenos e apresentam um grupo hidroxila capaz de estabelecer ligações de hidrogênio com a água.



ligação de hidrogênio



ligação de hidrogênio



ligação de hidrogênio

Um teste bastante simples ilustra a miscibilidade do etanol e da água. Ele consiste em misturar 50,0 mL de água com 50,0 mL de álcool. Como resultado, encontramos um volume menor que 100,0 mL. Essa contração de volume evidencia que as ligações de hidrogênio estabelecidas entre água e álcool são intensas o suficiente para causar a aproximação entre as moléculas das duas substâncias.

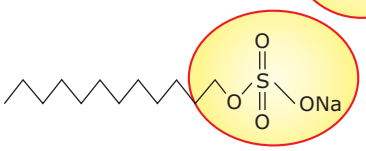
À medida que a cadeia carbônica aumenta, as interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido presentes na substância também se intensificam. Como consequência, as moléculas de água, embora ainda sejam passíveis de estabelecer ligações de hidrogênio com o álcool, não são capazes de envolver as moléculas do composto. Dessa forma, a solubilidade diminui.

	Solubilidade / (g/100 mL de água)
$CH_3(CH_2)_2CH_2OH$	7,9
$CH_3(CH_2)_3CH_2OH$	2,3
$CH_3(CH_2)_9CH_2OH$	Praticamente nula

Ao analisarmos a solubilidade dos compostos citados anteriormente em um solvente apolar, tal como hexano ou benzeno, o efeito seria o inverso. Isso se deve ao aumento da nuvem eletrônica, que intensifica as interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido entre as moléculas de soluto-solvente.

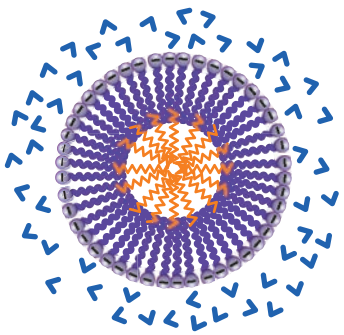
Como explicar então a ação de sabões e detergentes que dissolvem tanto em água (polar) como em gordura (apolar)? A resposta se inicia pelo conhecimento da estrutura dos sabões e dos detergentes.

estearato de sódio
(exemplo de sabão)



lauril sulfato de sódio
(exemplo de detergente)

Note que, no sabão e no detergente, as moléculas são constituídas por uma longa cadeia carbônica (apolar) e por uma extremidade polar. Essa extremidade é um grupo iônico e, portanto, mais polar que o ácido carboxílico correspondente. Quando o sabão é posto em contato com um sistema contendo água e óleo, forma-se uma dispersão coloidal constituída por espécies denominadas micelas. Em geral, elas se assemelham a esferas, cujo interior é pouco polar e o exterior apresenta grupos iônicos. Logo, na parte interna, gordura e cadeia carbônica interagem entre si por interações do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido. Já na parte externa, o grupo iônico interage com a água, seja por ligações de hidrogênio, seja por interações do tipo íon-dipolo.



LEGENDA
Molécula de sabão
Molécula de gordura
Molécula de água

Fonte: Prova de Química da 2ª etapa do vestibular de 2007 da UFMG.

Existem algumas peças de roupas que não podem ser lavadas com água e sabão. Utiliza-se então a lavagem a seco. Isso não quer dizer que não se usam líquidos, apenas não se usa água. O processo de limpeza ocorre com um solvente orgânico (atualmente solventes clorados) de polaridade muito baixa e, assim, capaz de estabelecer interações com a gordura.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (FMTM-MG) Analise a tabela:

Substância	Massa molar ($g.mol^{-1}$)
propano ($CH_3—CH_2—CH_3$)	44
éter metílico ($CH_3—O—CH_3$)	46
etanol ($CH_3—CH_2—OH$)	46

São feitas as seguintes proposições:

I. O ponto de ebulição do éter metílico é igual ao do etanol, pois possuem a mesma massa molar.

II. A força intermolecular do etanol é a ligação de hidrogênio, possuindo o maior ponto de ebulição.

III. A força intermolecular do propano é denominada Van der Waals.

Está **CORRETO** o contido em

A) I, apenas.

B) II, apenas.

C) I e III, apenas.

D) II e III, apenas.

E) I, II e III.

02. (Unimontes-MG–2009) O ponto de ebulição (P.E.) de quatro compostos orgânicos é dado na tabela a seguir:

Compostos	P.E. / ºC
butanol	117
isobutanol	107
butan-2-ol	100
2-metilpropan-2-ol	85

Baseando-se na análise das estruturas desses compostos, que aspecto **PRINCIPAL** justifica a diferença nos respectivos pontos de ebulição?

A) Massa molecular

B) Ligação de hidrogênio

C) Cadeia aberta

D) Forças de *Van der Waals*

03. (FUVEST-SP) Em uma tabela de propriedades físicas de compostos orgânicos, foram encontrados os dados a seguir para compostos de cadeia linear I, II, III e IV. Esses compostos são etanol, heptano, hexano e 1-propanol, não necessariamente nessa ordem.

Composto	Temperatura de ebulição (ºC e 1 atm)	Solubilidade em água
I	69,0	insolúvel
II	78,5	solúvel (∞)
III	97,4	solúvel (∞)
IV	98,4	insolúvel

Os compostos I, II, III e IV são, respectivamente,

A) etanol, heptano, hexano e 1-propanol.

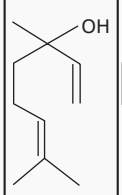
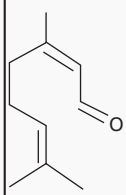
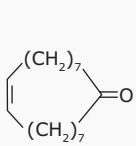
B) heptano, etanol, 1-propanol e hexano.

C) 1-propanol, etanol, heptano e hexano.

D) hexano, etanol, 1-propanol e heptano.

E) hexano, 1-propanol, etanol e heptano.

04. (UFMG) Segundo os perfumistas, a fragrância de um bom perfume deve-se à presença de três frações de volatilidades diferentes: uma mais volátil, uma de volatilidade intermediária e uma menos volátil, que é o fixador. O quadro mostra três substâncias presentes em um determinado perfume, em que se usa etanol como solvente.

Substância	Linalol (óleo de flor de laranja)	Neral (essência de limão)	Civetona (óleo de gato de algália)
Massa molar / (g/mol)	154	152	250
T. ebulição / ºC	198	92	Acima de 350
Estrutura			

Considerando-se a relação entre a volatilidade e a estrutura dessas substâncias, bem como suas interações intermoleculares com o etanol, é **INCORRETO** afirmar que

A) a civetona apresenta interações entre dipolos induzidos mais intensas.

B) as três substâncias são constituídas de moléculas polares.

C) o linalol forma ligações de hidrogênio com o etanol.

D) o neral deve sua maior volatilidade a, principalmente, sua massa molar baixa.

05. (UFOP-MG–2009) Um produto comercial chamado *Scotch Gard* é utilizado, sob a forma de *spray*, em superfícies como as de estofados e tecidos, para torná-las à prova- d'água. O princípio de atuação do *Scotch Gard* é que ele torna a superfície

A) hidrofílica, impedindo que a água seja absorvida por ela.

B) hidrofóbica, impedindo que a água seja absorvida por ela.

C) hidrofílica, permitindo que a água seja absorvida por ela.

D) hidrofóbica, permitindo que a água seja absorvida por ela.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFMG–2010) A temperatura de ebulição de uma substância depende, entre outros fatores, das interações intermoleculares existentes entre suas moléculas.

Analise a estrutura destes três compostos, cujas massas molares são aproximadamente iguais:

I) CH_3COOH ácido acético (60 g/mol)

II) $CH_3CH_2CH_2OH$ propanol (60 g/mol)

III) CH_3CH_2CHO propanal (58 g/mol)

A partir dessas informações, assinale a alternativa em que esses três compostos estão apresentados de acordo com a ordem decrescente de suas respectivas temperaturas de ebulição.

A) I > II > III

B) I > III > II

C) II > I > III

D) III > I > II

02. (ITA-SP) Sobre a temperatura de ebulição de um líquido são feitas as afirmações:

I. Aumenta com o aumento da força da ligação química intramolecular.

II. Aumenta com o aumento da força da ligação química intermolecular.

III. Aumenta com o aumento da pressão exercida sobre o líquido.

IV. Aumenta com o aumento da quantidade de sólido dissolvido.

Estão **CORRETAS**

A) apenas I e II.

B) apenas I e IV.

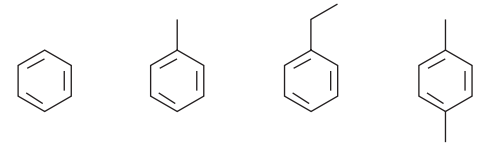
C) apenas III e IV.

D) apenas II, III e IV.

E) todas.

03. (UERJ–2011) A sigla BTEX faz referência a uma mistura de hidrocarbonetos monoaromáticos, poluentes atmosféricos de elevada toxidade.

Considere a seguinte mistura BTEX:



Benzeno Tolueno Etilbenzeno Xileno

Ao fim de um experimento para separar, por destilação fracionada, essa mistura, foram obtidas três frações. A primeira e a segunda frações continham um composto distinto cada uma, e a terceira continha uma mistura dos outros dois restantes.

Os compostos presentes na terceira fração são

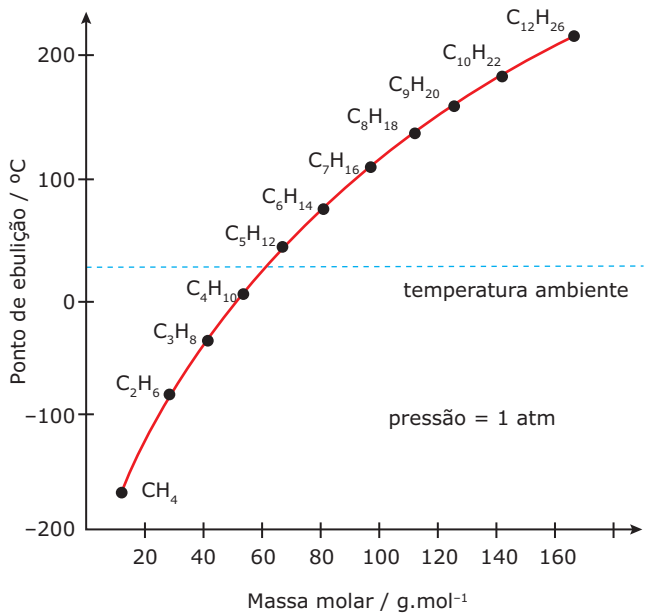
A) xileno e benzeno.

B) benzeno e tolueno.

C) etilbenzeno e xileno.

D) tolueno e etilbenzeno.

04. Analise o gráfico a seguir:



JULGUE os itens.

( ) O hexano é líquido à temperatura ambiente.

( ) Os hidrocarbonetos com números pares de átomos de carbono são gases à temperatura ambiente.

( ) Pode-se afirmar, com certeza, que o ponto de ebulição dos alcanos aumenta com o aumento de suas massas molares, mantendo-se constante a pressão.

( ) O ponto de ebulição do heptano fica em torno de 100 ºC, quando a pressão é de 1 atm.

( ) O butano é um gás à temperatura ambiente, sob pressão de 1 atm.

05. (UFMG–2006) Analise este quadro, em que está apresentada a temperatura de ebulição de quatro substâncias:

Substância	Temperatura de ebulição / ºC
CH_4	–164,0
$CH_3CH_2CH_2CH_3$	–0,5
CH_3OH	64,0
$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	118,0

Considerando-se os dados desse quadro, é **CORRETO** afirmar que, à medida que a cadeia carbônica aumenta, se tornam mais fortes as

A) ligações covalentes.

B) interações dipolo instantâneo-dipolo induzido.

C) ligações de hidrogênio.

D) interações dipolo permanente-dipolo permanente.

06. (UFMG) Esta tabela apresenta as temperaturas de ebulição (T.E.), em ºC, de três compostos de carbono, CX_4:

Composto	CF_4	$CC\ell_4$	CBr_4
T.E. / ºC	–129	76,5	190

Considerando-se a variação das temperaturas de ebulição e as propriedades periódicas dos átomos presentes nas moléculas, é **CORRETO** afirmar que a intensidade das interações intermoleculares presentes nesses compostos cresce, quando aumenta

A) a polaridade da ligação C—X.

B) o número de elétrons de valência do átomo X.

C) a eletronegatividade do átomo X ligado ao átomo de carbono.

D) a distância média entre os elétrons de valência do átomo X e o núcleo deste.

07. (UFMG) As temperaturas de ebulição de tetraclorometano, $CC\ell_4$, e metano, CH_4, são iguais, respectivamente, a +77 ºC e a –164 ºC.

Assinale a alternativa que explica **CORRETAMENTE** essa diferença de valores.

A) A eletronegatividade dos átomos de Cℓ é maior que a dos átomos de H.

B) A energia necessária para quebrar ligações C—Cℓ é maior que aquela necessária para quebrar ligações C—H.

C) As interações de dipolos induzidos são mais intensas entre as moléculas de $CC\ell_4$ que entre as moléculas de CH_4.

D) As ligações químicas de $CC\ell_4$ têm natureza iônica, enquanto as de CH_4 têm natureza covalente.

08. O SF_6 é significativamente mais volátil que o $C_{10}H_{22}$ (normal), embora ambos sejam apolares e suas massas moleculares sejam aproximadamente iguais (146 e 142, respectivamente). Como se explica esse fato?

09. (UFMG) A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos, com predomínio de compostos C_7 e C_8. A gasolina destinada a ser consumida em climas frios precisa ser formulada com maior quantidade de alcanos menores – como butanos e pentanos – do que aquela que é preparada para ser consumida em lugares quentes.

Essa composição especial é importante para se conseguir, facilmente, "dar a partida" nos motores, isto é, para a ignição ocorrer rapidamente.

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que

A) os alcanos maiores facilitam a ignição.

B) os alcanos maiores são mais voláteis.

C) os alcanos mais voláteis facilitam a ignição.

D) os alcanos são mais voláteis em temperaturas mais baixas.

10. (UFAC–2011) Em laboratório, determinações simples como a temperatura de fusão e ebulição de uma substância são parâmetros que podem ajudar muito na identificação de amostras. Quando essas informações são associadas a outras propriedades elementares, como a solubilidade ou mesmo a miscibilidade em determinados solventes, o resultado da análise se torna mais confiável. Nesse sentido, de uma maneira geral, as substâncias polares possuem mais afinidade por outras polares e, por outro lado, as apolares por apolares. Essas propriedades são muito úteis na química orgânica, principalmente para comparar substâncias da mesma função e com diferentes tamanhos de cadeia carbônica. A tabela a seguir mostra as propriedades de cinco amostras enumeradas de I a V.

Amostra	T.F. / ºC	T.E. / ºC	Miscibilidade em água
I	–95,0	69,0	imiscível
II	–89,0	82,3	miscível
III	–90,6	98,0	imiscível
IV	–114,3	78,5	miscível
V	–56,8	126,0	imiscível

T.F. = temperatura de fusão e T.E. = temperatura de ebulição

Considerando as substâncias: etanol, 2-propanol, n-hexano, n-heptano e n-octano, a opção que apresenta a identificação **CORRETA** das amostras, na ordem de I a V, é:

A) etanol, n-hexano, 2-propanol, n-heptano e n-octano.

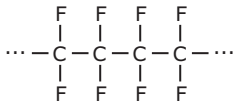
B) n-heptano, etanol, n-hexano, 2-propanol e n-octano.

C) etanol, 2-propanol, n-hexano, n-heptano e n-octano.

D) n-hexano, 2-propanol, n-octano, etanol e n-heptano.

E) n-hexano, 2-propanol, n-heptano, etanol e n-octano.

11. (UnB-DF / Adaptado) O esquema a seguir representa o *teflon*, um importante polímero utilizado em revestimento de panelas, sendo que o monômero do qual é constituído é o tetrafluoreteno ($CF_2=CF_2$).



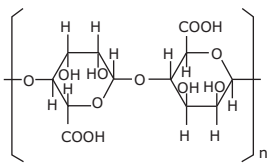
teflon

Com relação ao monômero e ao polímero ilustrado, **JULGUE** os itens a seguir.

( ) O tetrafluoroeteno é uma molécula polar.

( ) Uma das características do *teflon* é sua solubilidade em água.

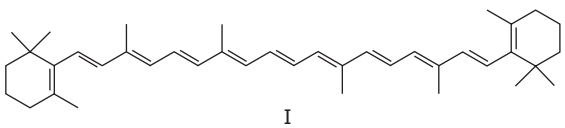
12. (FUVEST-SP) O ácido algínico, um polímero natural extraído de algas, tem a estrutura representada a seguir. É solúvel em água, sendo utilizado para dar maior consistência a sorvetes.



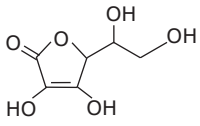
A) **EXPLIQUE**, com base em sua estrutura, por que o ácido algínico é hidrossolúvel.

B) **INDIQUE** um reagente que transforma o ácido algínico em um sal. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

13. (UFVJM-MG–2009) O β-caroteno e a vitamina C são compostos de origem natural que apresentam atividade antioxidante, ou seja, capturam radicais livres, combatendo o envelhecimento precoce. O β-caroteno é encontrado em cenouras e é o precursor da vitamina A. A vitamina C é encontrada em frutas cítricas e outros vegetais. As estruturas do β-caroteno (I) e da vitamina C (II) são apresentadas a seguir.



I



II

Em relação às estruturas do β-caroteno (I) e da vitamina C (II), é **INCORRETO** afirmar que

A) o β-caroteno é insolúvel em água.

B) a vitamina C tem ponto de fusão maior que o β-caroteno.

C) o β-caroteno realiza ligação de hidrogênio com o etanol.

D) a vitamina C realiza ligações de hidrogênio entre suas moléculas.

14. (UFU-MG–2009) Os detergentes são produtos sintéticos, derivados principalmente da indústria petroquímica. Eles começaram a ser usados com muita frequência, a partir da Segunda Guerra Mundial, quando houve carência de óleos e gorduras para a fabricação de sabão comum. A vantagem dos detergentes reside no fato de não formarem sais insolúveis com os íons da água "dura", tais como os sais de cálcio e de magnésio.

Considerando essas informações, marque a alternativa que indica uma molécula de detergente.

A) $CH_3(CH_2)_{16}COO^-Na^+$

B) $[CH_3(CH_2)_{14}COO^-]_2Ca^{2+}$

C) $HOCH_2CHOHCH_2OH$

D) $CH_3(CH_2)_{10}CH_2SO_3^-Na^+$

15. (UFV-MG) O principal componente de um sabão pode ser representado por $R—COO^-Na^+$. A ação da "limpeza" de um sabão sobre as gorduras se deve

A) à alta polaridade do grupo carboxílico, que o torna solúvel em água, e à baixa polaridade da cadeia carbônica, que o torna solúvel nas gorduras.

B) à reação entre o grupo carboxílico e a gordura, formando um éster solúvel em água.

C) à insolubilidade das gorduras no sabão em razão da sua elevada massa molecular.

D) à degradação das gorduras através de reação com as moléculas de sabão, formando substâncias solúveis em água.

E) ao baixo ponto de fusão das gorduras, que facilita sua reação com o sabão.

16. Em um recipiente contendo dois litros de água, acrescentam-se uma colher de sopa de óleo de soja e 5 (cinco) gotas de um detergente de uso caseiro. É **CORRETO** afirmar que, após a agitação da mistura,

A) deve resultar um sistema monofásico.

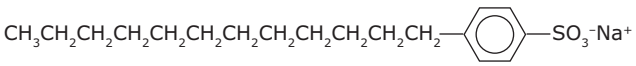
B) pode se formar uma emulsão.

C) obtém-se uma solução supersaturada.

D) a adição do detergente catalisa a hidrólise de óleo de soja.

E) o detergente reage com o óleo, formando espécies de menor massa molecular.

17. (UFOP-MG) Os detergentes possuem ação tensoativa ou emulsificante mais intensa que os sabões. Isso significa que eles diminuem com maior eficiência a imiscibilidade natural entre a gordura e a água. Um detergente importante comercialmente e que apresenta propriedades biodegradáveis é o paradodecilbenzenossulfonato de sódio, cuja estrutura é



Sobre o paradodecilbenzenossulfonato de sódio, podemos afirmar que

A) apresenta duas extremidades apolares: uma dissolve a gordura e a outra se dissolve na água.

B) apresenta duas extremidades polares: uma dissolve a gordura e a outra se dissolve na água.

C) apresenta uma extremidade apolar e outra polar, sendo que a primeira remove a gordura e a outra se dissolve na água.

D) apresenta uma extremidade polar e outra apolar, sendo que a primeira remove a gordura e a outra se dissolve na água.

E) não apresenta extremidades polares.

18. Com relação às propriedades físicas dos compostos orgânicos, **JULGUE** os itens.

( ) Quanto maior a força intermolecular de uma molécula orgânica, maiores serão os seus pontos de fusão e de ebulição e a sua solubilidade em água.

( ) As gorduras, estruturas de baixa polaridade, são ésteres de ácidos graxos superiores; logo, sua solubilidade em solventes orgânicos é muito alta.

( ) O etanol possui maior ponto de ebulição do que a etilamina.

( ) As moléculas dos éteres estão unidas por forças intermoleculares apenas do tipo dipolo induzido.

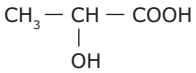
( ) Quanto maior a cadeia carbônica de um composto orgânico, maior o seu ponto de fusão.

( ) Dois isômeros deverão apresentar as mesmas propriedades físicas, pois possuem a mesma constituição.

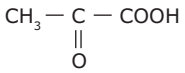
SEÇÃO ENEM

01. Os ácidos carboxílicos são substâncias orgânicas que desempenham funções importantes no metabolismo animal. Dentre esses ácidos, podemos citar os ácidos graxos, ácidos carboxílicos com doze ou mais átomos de carbono, de cadeia alifática, normal, podendo ser saturados ou insaturados. Tais ácidos podem ser obtidos a partir da hidrólise de óleos e de gorduras e possuem fórmula geral R—COOH, em que R é um grupamento de átomos de carbono e de hidrogênio.

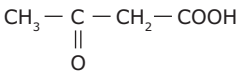
Alguns ácidos carboxílicos são encontrados no sangue, por exemplo, o ácido láctico, produzido nos músculos durante a realização de exercícios físicos, responsável pela fadiga muscular, encontrado no leite azedo, em picles e no chucrute. Outros, porém, estão presentes no sangue devido à degradação de açúcares e de gorduras; entre eles, podemos citar o ácido pirúvico, o aceto-acético, o succínico e o α-cetoglutárico.



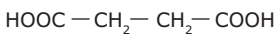
ácido láctico



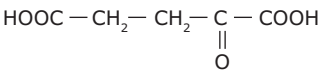
ácido pirúvico



ácido aceto-acético



ácido succínico



α-cetoglutárico

Um organismo que produza quantidades iguais de ácidos carboxílicos, obtidos por degradação de açúcares e gorduras, apresentará **MAIOR** concentração, na fase aquosa do sangue, a espécie

A) ácido lático.

B) ácido pirúvico.

C) ácido aceto-acético.

D) ácido succínico.

E) α-cetoglutárico.

02. (Enem–2010) As baterias de Ni-Cd, muito utilizadas no nosso cotidiano, não devem ser descartadas em lixos comuns, uma vez que uma considerável quantidade de cádmio é volatilizada e emitida para o meio ambiente quando as baterias gastas são incineradas como componente do lixo. Com o objetivo de evitar a emissão de cádmio para a atmosfera durante a combustão, é indicado que seja feita a reciclagem dos materiais dessas baterias.

Uma maneira de separar o cádmio dos demais compostos presentes na bateria é realizar o processo de lixiviação ácida. Nela, tanto os metais (Cd, Ni e eventualmente Co) como os hidróxidos de íons metálicos $Cd(OH)_{2(s)}$, $Ni(OH)_{2(s)}$, $Co(OH)_{2(s)}$ presentes na bateria reagem com uma mistura ácida e são solubilizados. Em função da baixa seletividade (todos os íons metálicos são solubilizados), após a digestão ácida, é realizada uma etapa de extração dos metais com solventes orgânicos de acordo com a reação:

$$M^{2+}_{(aq)} + 2HR_{(org)} \rightleftharpoons MR_{2(org)} + 2H^{+}_{(aq)}$$

Onde :

$M^{2+} = Cd^{2+}$, Ni^{2+} ou Co^{2+}

HR = $C_{16}H_{34}$ –PO_2H : identificado no gráfico por X

HR = $C_{12}H_{12}$ –PO_2H : identificado no gráfico por Y

O gráfico mostra resultado da extração utilizando os solventes orgânicos X e Y em diferentes pH.

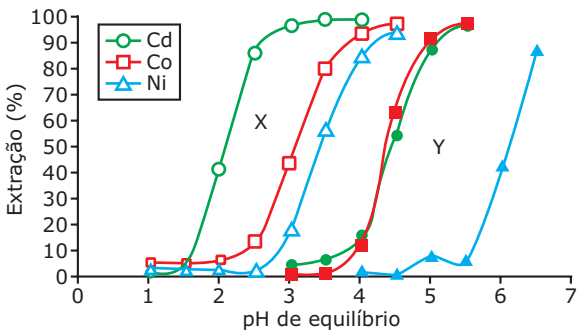


Figura 1: Extração de níquel, cádmio e cobalto em função do pH da solução utilizando solventes orgânicos X e Y.

Disponível em: <http://www.scielo.br>.
Acesso em: 28 abr. 2010.

A reação descrita no texto mostra o processo de extração dos metais por meio da reação com moléculas orgânicas, X e Y. Considerando-se as estruturas de X e Y e o processo de separação descrito, pode-se afirmar que

A) as moléculas X e Y atuam como extratores catiônicos, uma vez que a parte polar da molécula troca o íon H^+ pelo cátion do metal.

B) as moléculas X e Y atuam como extratores aniônicos, uma vez que a parte polar da molécula troca o íon H^+ pelo cátion do metal.

C) as moléculas X e Y atuam como extratores catiônicos, uma vez que a parte apolar da molécula troca o íon PO_2^{2-} pelo cátion do metal.

D) as moléculas X e Y atuam como extratores aniônicos, uma vez que a parte polar da molécula troca o íon PO_2^{2-} pelo cátion do metal.

E) as moléculas X e Y fazem ligações com os íons metálicos, resultando em compostos com caráter apolar, o que justifica a eficácia da extração.

03. A viscosidade é uma medida da resistência que um líquido oferece ao escoamento. Quanto maior for a viscosidade, mais lentamente flui o líquido. A viscosidade está relacionada com a facilidade de partículas individuais de líquidos poderem se mover umas em relação às outras. Logo, depende das forças atrativas entre as partículas que formam o líquido e do fato de existirem ou não características estruturais que façam as partículas tornarem-se emaranhadas. Entre os líquidos a seguir, a uma dada temperatura, o mais viscoso é

A) propano-1,2,3-triol.
B) água.
C) etanol.
D) tetraclorometano.
E) etanal.

GABARITO

Fixação

01. D 02. D 03. D 04. D 05. B

Propostos

01. A
02. D
03. C
04. V F V V V
05. B
06. D
07. C
08. A molécula $C_{10}H_{22}$ é mais longa que a molécula SF_6. Por isso, as interações dipolo instantâneo-dipolo induzido são muito mais fracas no SF_6 que no $C_{10}H_{22}$. Sendo assim, o SF_6 possui menor T.E.
09. C
10. E
11. F F
12. A) Os grupos OH da molécula formam ligações de hidrogênio com as moléculas da água.
    B) NaOH
    $R—COOH + NaOH \rightarrow R—COO^-Na^+ + H_2O$
13. C
14. D
15. A
16. B
17. C
18. V V V F V F

Seção Enem

01. D 02. A 03. A

QUÍMICA

Ácidos e bases de Brönsted-Lowry e de Lewis

MÓDULO 15 FRENTE D

O uso das expressões ácido e base é antigo na Química. Remonta a séculos e traduz, em termos de comportamento das substâncias ácidas ou básicas, oposição, como positivo e negativo para as cargas elétricas. Mas esses termos sofreram várias modificações conceituais com o passar do tempo, apresentando teorias de natureza diversa que procuram abarcar o maior número de substâncias.

Desde 1680, com Robert Boyle, passando por A. Lavoisier (1787), H. Davy (1811), Gay-Lussac (1814), J. Liebig (1838), S. Arrhenius (1884), E. C. Franklin (1905), J. N. Brönsted e T. M. Lowry (1923), G. N. Lewis (1923) até M. Usanovich (1939), entre outros, apareceram teorias intrinsecamente lógicas, mas cada uma com sua peculiaridade, seu próprio campo de aplicabilidade especial. Apesar dessa variedade de teorias, ficaremos no estudo das mais familiares: a de Arrhenius, a de Brönsted-Lowry e a de Lewis.

PROPRIEDADES GERAIS DE ÁCIDOS E DE BASES

Veja o quadro comparativo das principais propriedades de ácidos e de bases.

	Ácidos	Bases
1	Apresentam sabor azedo.	Apresentam sabor cáustico (adstringente).
2	Sofrem ionização em solução aquosa.	Sofrem dissociação iônica em solução aquosa.
3	São compostos moleculares (geralmente).	São compostos iônicos (geralmente).
4	Mantêm a fenolftaleína incolor.	Tornam a fenolftaleína vermelha.
5	Tornam rosa (vermelho) o papel de tornassol azul.	Tornam azul o papel de tornassol rosa (vermelho).
6	Reagem com as bases, produzindo sal e água.	Reagem com os ácidos, produzindo sal e água.
7	Reagem com óxidos básicos, anfóteros, peróxidos e superóxidos.	Reagem com óxidos ácidos, anfóteros, produzindo sal e água.
8	Reagem com os metais menos nobres que o hidrogênio, liberando H_2.	Não reagem com os metais.
9	Reagem com os carbonatos, produzindo sal, água e gás carbônico (observa-se uma efervescência).	Não reagem com os carbonatos.

TEORIAS MODERNAS DE ÁCIDOS E DE BASES

A Teoria Ácido-base de Arrhenius não consegue explicar o comportamento de substâncias ácidas e básicas em meio não aquoso, e também está restrita a substâncias que possuem hidrogênio na sua constituição.

Duas teorias, denominadas teorias modernas, foram desenvolvidas na tentativa de explicar o comportamento ácido-base das substâncias que não são contempladas pelas definições de Arrhenius.

Teoria de Brönsted-Lowry

Essa teoria também é chamada de Teoria Protônica e foi proposta, em 1923, por T. M. Lowry e por J. N. Brönsted. De acordo com tal teoria, ácido é uma substância capaz de doar prótons, enquanto base é a substância receptora de prótons.

Exemplos:

A. $HC\ell + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C\ell^-$
ácido base

B. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
base ácido

C. $NH_3 + HC\ell \rightleftharpoons NH_4^+ + C\ell^-$
base ácido

D. $HC\ell + HNO_2 \rightleftharpoons H_2NO_2^+ + C\ell^-$
ácido base

Observe que, nos exemplos A e B, a água apresentou um comportamento duplo, de ácido e de base. Na verdade, a água é uma substância anfótera, e pode apresentar o seguinte equilíbrio:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

A Teoria de Brönsted-Lowry nos permite determinar, no caso das reações reversíveis, os pares ácido-base conjugados, analisando o ácido e a base no sentido indireto da reação.

Exemplos:

A. $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$
ácido base base ácido

B. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
base ácido ácido base

C. $NH_3 + HCN \rightleftharpoons NH_4^+ + CN^-$
base ácido ácido base

HCN e CN^-; NH_4^+ e NH_3; H_3O^+ e H_2O são pares conjugados ácido-base. Eles diferem entre si por um próton.

A neutralização, segundo essa teoria, não se restringe à formação de sais, mas à transferência de prótons de um ácido para uma base.

Em relação à capacidade de doar ou de receber prótons, os solventes podem ser divididos em quatro tipos: os ácidos, ou protogênicos, que possuem capacidade de doar prótons (HF, H_2SO_4, HCN, CH_3COOH, HCOOH, C_6H_5OH); os básicos, ou protofílicos, que são capazes de receber prótons (NH_3, N_2H_4, NH_2OH, aminas); os anfipróticos, com capacidade tanto de doar como de receber prótons (H_2O, álcoois); e os apróticos, incapazes de atuar tanto como doadores quanto como fixadores de prótons (C_6H_6, $CHC\ell_3$, $C_2H_4C\ell_2$).

Essa teoria é mais ampla do que a de Arrhenius, pois não depende do solvente, mas se restringe ao âmbito da transferência de prótons.

Teoria de Lewis

É chamada de Teoria Eletrônica dos Ácidos e Bases, tendo sido proposta em 1923 por G. N. Lewis. Segundo essa teoria, ácidos são substâncias "aceptoras" de pares eletrônicos numa ligação coordenada, ao passo que bases são substâncias "doadoras" de pares eletrônicos numa ligação coordenada.

Exemplos:

A. $H_2O + HC\ell \rightleftharpoons H_3O^+ + C\ell^-$
base ácido

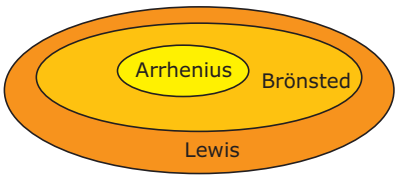
B. $BF_3 + NH_3 \rightleftharpoons H_3NBF_3$
ácido base

C. $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$
base ácido

As bases de Lewis são nucleófilas e podem ser moléculas, desde que possuam um átomo que apresente ao menos um par de elétrons não compartilhado (NH_3, H_2O, PH_3), ou ânions, que sempre possuem ao menos um par de elétrons não compartilhado, o que lhes permite funcionar sempre como um "doador" de pares de elétrons ($C\ell^-$, CN^-, OH^-).

Os ácidos de Lewis são substâncias carentes de elétrons, eletrofílicas, que podem receber pares eletrônicos em ligações coordenativas. Eles podem ser moléculas, quando possuem um átomo com o octeto incompleto (BF_3, $A\ell C\ell_3$), ou cátions simples, nos quais a presença de carga iônica positiva nos leva a concluir que um cátion é uma estrutura eletrofílica (Ag^+, Cu^{2+}, Co^{2+}).

A teoria eletrônica de Lewis para ácidos e bases é mais ampla do que as anteriores. Não depende do meio, da presença de íons, da transferência de prótons ou da presença ou ausência de um solvente. No entanto, reduz a reação de neutralização a um fenômeno de coordenovalência (ligação coordenada).



EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (Unicamp-SP) Considerando as reações representadas pelas equações a seguir:

A) $H_2O + HC\ell \rightarrow H_3O^+ + C\ell^-$

B) $H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

CLASSIFIQUE o comportamento da água, em cada uma das reações, segundo o conceito ácido-base de Brönsted. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

02. (UFF-RJ) Sabe-se que, em água, alguns ácidos são melhores doadores de prótons que outros e algumas bases são melhores receptoras de prótons que outras. Segundo Brönsted, por exemplo, o $HC\ell$ é um bom doador de prótons e considerado um ácido forte.

De acordo com Brönsted, pode-se afirmar:

A) Quanto mais forte a base, mais forte é seu ácido conjugado.

B) Quanto mais forte o ácido, mais fraca é sua base conjugada.

C) Quanto mais fraco o ácido, mais fraca é sua base conjugada.

D) Quanto mais forte a base, mais fraca é sua base conjugada.

E) Quanto mais forte o ácido, mais fraco é seu ácido conjugado.

03. (UFMG) Dissolvidos em H_2SO_4 puro, HF e $HC\ell O_4$ reagem conforme as equações:

I. $HF + H_2SO_4 \rightleftharpoons H_2F^+ + HSO_4^-$; $k > 1$

II. $HC\ell O_4 + H_2SO_4 \rightleftharpoons H_3SO_4^+ + C\ell O_4^-$; $k > 1$

A) Considerando que estas são reações ácido-base típicas, **COMPLETE** o quadro.

Reação	Ácido	Base	Ácido conjugado	Base conjugada
I				
II				

B) Entre todas as espécies envolvidas nos equilíbrios, inclusive as conjugadas,

I. o ácido mais forte é:

II. a base mais forte é:

04. (UFV-MG–2009) Assinale a alternativa que corresponde a uma equação química em que a água se comporta como base.

A) $NaNH_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + NaOH$

B) $Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow NaHCO_3 + NaOH$

C) $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$

D) $HPO_4^{2-} + H_2O \rightarrow H_2PO_4^- + OH^-$

05. (UFPR–2010) Considere as seguintes reações:

$A\ell^{3+} + 6H_2O \rightarrow [A\ell(H_2O)_6]^{3+}$

$Cu^{2+} + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$

$HC\ell + H_2O \rightarrow H_3O^+ + C\ell^-$

$2HC\ell + CO_3^{2-} \rightarrow H_2CO_3 + 2C\ell^-$

Essas reações são consideradas ácido-base

A) somente por Arrhenius.

B) somente por Lewis.

C) por Arrhenius e Brönsted-Lowry.

D) por Arrhenius e Lewis.

E) por Brönsted-Lowry e Lewis.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFRJ) Diversos compostos isômeros apresentam carbono, hidrogênio e oxigênio combinados na proporção, em massa, de 6:1:8, respectivamente. Sabe-se também que a massa molar dos isômeros é igual a 60 $g.mol^{-1}$.

Observando os princípios gerais de ligação química, **CONSTRUA** a estrutura de uma molécula de cadeia carbônica aberta e saturada contendo

A) um hidrogênio ionizável.

B) um heteroátomo.

02. (UFMG) Na equação

$$\underset{\text{I}}{CH_3NH_2} + \underset{\text{II}}{CH_3COOH} \rightleftharpoons \underset{\text{III}}{CH_3NH_3^+} + \underset{\text{IV}}{CH_3COO^-}$$

A) II e IV são ácidos de Lewis.

B) II e III são bases de Brönsted.

C) I e III são bases de Lewis.

D) I e IV são bases de Lewis.

E) I e III são ácidos de Brönsted.

QUÍMICA

03. (UNIRIO-RJ) *Imagens de satélite do norte da África mostram que áreas do Deserto do Saara, afetadas durante décadas pela seca, estão ficando verdes novamente.* [...] *A causa dessa retração deve-se provavelmente ao maior volume de chuvas que cai sobre a região.*

Disponível em: <www.bbc.co.uk>.

A água é uma substância peculiar e sua molécula possui propriedades anfipróticas. A seguir estão descritas três reações:

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (reação 1)

$HBr + H_2O \rightleftharpoons Br^- + H_3O^+$ (reação 2)

$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$ (reação 3)

Assinale a opção que contém o comportamento da água em cada reação.

	Reação 1	Reação 2	Reação 3
A)	ácido	base	ácido
B)	base	base	ácido
C)	ácido	ácido	base
D)	base	ácido	base
E)	ácido	base	base

04. (FEI-SP) Considere os equilíbrios representados pelas equações a seguir quando $HC\ell$ e NH_3 se dissolvem em água:

$$HC\ell + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C\ell^-$$

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

Assinale a alternativa **CORRETA** referente aos pares conjugados ácido / base para cada uma das reações.

A) $HC\ell$ / NH_3 e H_3O^+ / OH^-

B) H_2O / NH_3 e NH_4^+ / OH^-

C) $HC\ell$ / H_2O e H_3O^+ / $C\ell^-$

D) NH_3 / OH^- e NH_4^+ / H_2O

E) $HC\ell$ / $C\ell^-$ e H_2O / OH^-

05. (ULBRA-RS) Na equação $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CO_3^{2-}$, o íon bicarbonato ($HCO_3^-$) é classificado como

A) base de Arrhenius.

B) base de Brönsted.

C) base de Lewis.

D) ácido de Brönsted.

E) ácido de Lewis.

06. (Cesgranrio) Na reação $NH_4^+ + S^{2-} \rightleftharpoons NH_3 + HS^-$, o íon sulfeto ($S^{2-}$) é uma espécie de característica

A) básica, segundo a teoria de Brönsted-Lowry.

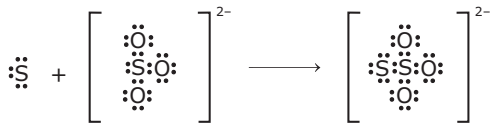
B) básica, segundo a teoria de Arrhenius.

C) ácida, segundo a teoria de Lewis.

D) ácida, segundo a teoria de Brönsted-Lowry.

E) ácida, segundo a teoria de Arrhenius.

07. (UMC-SP) O enxofre reage com o sulfito de sódio em solução aquosa, a quente.



Em que conceito essa equação é uma reação ácido-base? Por quê?

Que espécie atua como ácido? Por quê?

08. (UFSC) A reação $Cu^{2+} + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$ corresponde a uma reação de

A) neutralização, segundo a teoria de Arrhenius.

B) oxidação do cobre.

C) neutralização, segundo a teoria de Lewis.

D) redução do cobre.

E) oxidação do nitrogênio.

09. (UFSM-RS) Considere as seguintes equações químicas:

I. $A\ell C\ell_3 + C\ell^- \rightarrow [A\ell C\ell_4]^-$

II. $NH_3 + A\ell C\ell_3 \rightarrow [NH_3 \rightarrow A\ell C\ell_3]$

III. $A\ell C\ell_3 + CH_3\underset{\underset{O}{\|}}{C}-C\ell \rightarrow [A\ell C\ell_4]^- CH_3C{\equiv}O^+$

Segundo os critérios de Lewis, a substância $A\ell C\ell_3$ pode ser classificada como

A) ácido em I e III, base em II.

B) base em I e III, ácido em II.

C) ácido em I, base em II e III.

D) ácido em I, II e III.

E) base em I, II e III.

10. (PUC-SP) Os metais de transição têm uma grande tendência de formar íons complexos, pois apresentam a penúltima e / ou a última camada eletrônica incompleta. Assim, por exemplo, a formação do íon ferrocianeto pode ser explicada pela reação

$$Fe^{2+} + 6CN^- \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$$

Neste exemplo, podemos dizer, com mais correção, que o Fe^{2+} agiu como

A) ácido de Lewis.

B) base de Lewis.

C) oxidante.

D) redutor.

E) sal simples.

11. (PUC Minas) Sejam dadas as equações a seguir:

I. $H_2SO_4 + 2NaOH \rightleftharpoons Na_2SO_4 + 2H_2O$

II. $H_2SO_4 + HNO_3 \rightleftharpoons H_2NO_3^+ + HSO_4^-$

III. $HNO_3 + HF \rightleftharpoons H_2NO_3^+ + F^-$

IV. $AuC\ell_3 + C\ell^- \rightleftharpoons AuC\ell_4^-$

Com relação aos conceitos ácido-base, assinale a opção **INCORRETA**.

A) A equação I é uma reação ácido-base segundo Arrhenius.

B) Apenas as equações I, II e III são reações ácido-base segundo Brönsted-Lowry.

C) Nas equações II e III, o HNO_3 age como ácido de Brönsted-Lowry.

D) Na equação IV, o $C\ell^-$ age como base de Lewis.

E) Nas equações I e II, o H_2SO_4 age como ácido de Lewis.

12. (PUC Minas) Considere as equações químicas:

I. $H_2SO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$

II. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

III. $A\ell C\ell_3 + C\ell^- \rightarrow A\ell C\ell_4^-$

IV. $NH_3 + HC\ell \rightarrow NH_4^+ + C\ell^-$

Com relação aos conceitos ácido-base, é **INCORRETO** afirmar:

A) Na equação III, o $C\ell^-$ age como um ácido de Lewis.

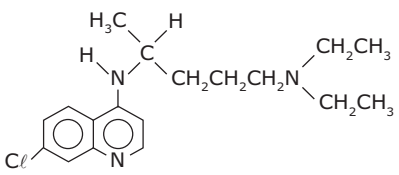
B) A equação I é uma reação ácido-base segundo Arrhenius.

C) Apenas as equações I, II e IV são reações ácido-base de Brönsted-Lowry.

D) Na equação II, o H_2O age como um ácido de Brönsted-Lowry.

E) Todas as equações representam reações ácido-base de Lewis.

13. (UFF-RJ) Um dos principais fármacos utilizados no Brasil para a terapia da malária é a cloroquina, cuja estrutura é representada por



cloroquina

Com base na estrutura da cloroquina, pode-se afirmar que

A) a cloroquina é uma base de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber elétrons de um ácido.

B) a cloroquina é um ácido de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber um par de elétrons de um ácido.

C) a cloroquina é um ácido de Arrhenius, porque em solução aquosa possui um excesso de íons H^+.

D) a cloroquina é um ácido de Brönsted, porque um de seus átomos de nitrogênio pode doar próton.

E) a cloroquina é uma base de Lewis, porque possui átomos de nitrogênio que podem doar elétrons para ácidos.

14. (UFMG) Entre as opções a seguir, a **ÚNICA** que corresponde a ácido de Lewis, base de Brönsted, ácido de Brönsted e base de Lewis, nesta ordem, é:

A) $C\ell^-$, CH_3COOH, CH_3NH_2, BF_3

B) $C\ell^-$, $HC\ell$, CO_3^{2-}, Ag^+

C) Ag^+, NaOH, $HC\ell$, CH_3COOH

D) BF_3, CO_3^{2-}, CH_3COOH, SO_4^{2-}

E) BF_3, CO_3^{2-}, CH_3COOH, Ag^+

15. (UFMG) Qual a afirmativa **ERRADA**?

A) Para o sistema em equilíbrio $HC\ell + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + C\ell^-$, NH_4^+ é o ácido conjugado e $C\ell^-$ é a base conjugada, de acordo com a teoria de Brönsted-Lowry.

B) Em solução aquosa diluída, um ácido forte terá uma constante de ionização pequena, enquanto um ácido fraco terá uma constante de ionização elevada.

C) De acordo com Lewis, toda substância que tenha um ou mais pares de elétrons não compartilhados é uma base.

D) De acordo com Arrhenius, toda substância que se dissocia liberando cátion hidrogênio, em solução aquosa, é um ácido.

E) De acordo com Brönsted-Lowry, um ácido é toda substância capaz de doar próton, e base, toda substância capaz de receber próton.

16. (PUC Minas) Nas bebidas gaseificadas, ocorrem os seguintes equilíbrios simultâneos:

I. $H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$

II. $H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

III. $HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

Assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) O íon $HCO_3^-{}_{(aq)}$ atua como base de Brönsted-Lowry tanto no processo II quanto no processo III.

B) A adição de $NH_{3(g)}$ à mistura gasosa desloca o equilíbrio do processo I no sentido da produção de $H_2CO_{3(aq)}$.

C) O íon H_3O^+ atua como ácido de Brönsted-Lowry tanto no processo II quanto no processo III.

D) O íon $CO_3^{2-}{}_{(aq)}$ atua como uma base de Lewis.

E) O $H_2O_{(\ell)}$ atua como uma base de Brönsted-Lowry tanto no processo II quanto no processo III.

SEÇÃO ENEM

01.

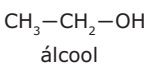
Inimigos do coração

O fumo, as drogas, o álcool, a obesidade, o sedentarismo e o stress afetam a circulação sanguínea e o funcionamento cardíaco

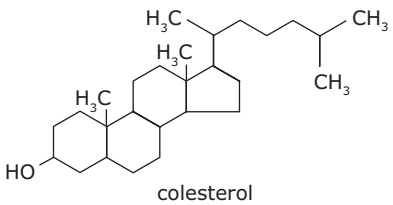
No Ocidente, nenhuma doença mata mais do que o infarto. A utilização de substâncias ilícitas como a cocaína e o *crack* e de drogas socialmente aceitas como o álcool e o cigarro, bem como a péssima qualidade de vida nos grandes centros urbanos, as altas taxas de colesterol e os fatores congênitos, contribuem para a maioria das mortes causadas pelo infarto agudo do miocárdio (IAM).

VEJA NA SALA DE AULA, 22 set. 1999
(Adaptação).

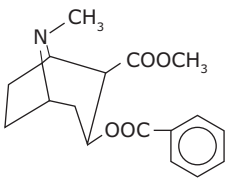
As fórmulas estruturais das principais substâncias que contribuem para um IAM estão representadas a seguir:



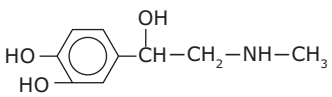
álcool



colesterol



cocaína



adrenalina

Considerando as propriedades ácidas e básicas dessas substâncias, pode-se afirmar que

A) a cocaína não apresenta caráter básico, pois não apresenta grupos aceptores de pares eletrônicos.

B) o álcool apresenta caráter ácido, pois é uma espécie doadora de prótons e aceptora de pares eletrônicos.

C) a adrenalina apresenta caráter básico devido à presença dos três grupos hidroxila e do grupo amino (NH).

D) o colesterol apresenta caráter neutro, pois não apresenta grupos doadores de prótons nem de pares eletrônicos.

E) todas as substâncias apresentadas em meio aquoso aceitam prótons da água, apresentando caráter básico.

GABARITO

Fixação

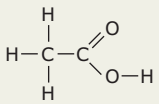
01. A) Básico → recebe próton H^+
    B) Ácido → doa próton H^+
02. B
03. A)

Reação	Ácido	Base	Ácido conjugado	Base conjugada
I	H_2SO_4	HF	H_2F^+	HSO_4^-
II	$HC\ell O_4$	H_2SO_4	$H_3SO_4^+$	$C\ell O_4^-$

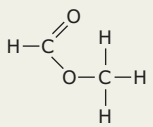
    B) I. $HC\ell O_4$
    II. HF
04. C
05. E

Propostos

01. A) Ácido acético ou ácido etanoico



    B) Metanoano de metila



02. D
03. E
04. E
05. D
06. A
07. No conceito de Lewis, pois há doação / recepção de um par eletrônico. O enxofre atua como ácido, pois é este o participante que recebe o par eletrônico.
08. C
09. D
10. A
11. C
12. A
13. E
14. D
15. B
16. A

Seção Enem

01. B

QUÍMICA

Ácidos e bases orgânicos

MÓDULO 16 FRENTE D

O caráter ácido ou básico dos compostos orgânicos (propriedades químicas), apesar de em menor grau de intensidade que o dos compostos inorgânicos, é influenciado pela estrutura do composto.

CARÁTER ÁCIDO DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

A força de um ácido é expressa em função da sua constante de acidez (K_a): quanto maior for K_a, mais forte será o ácido. De um modo geral, pode-se dizer que a ordem decrescente de acidez dos compostos orgânicos é a seguinte:

Ácidos carboxílicos	Fenóis	Álcoois	Alquinos verdadeiros
$K_a \cong 10^{-5}$	$K_a \cong 10^{-10}$	$K_a \cong 10^{-18}$	$K_a \cong 10^{-23}$

Os álcoois são substâncias quase neutras, enquanto os ácidos carboxílicos são ácidos fracos. Portanto, o caráter de um grupo —OH é influenciado pela estrutura circundante.

O hidrogênio da hidroxila (—OH) poderia se ionizar, mas isso não acontece facilmente no álcool. Porém, a substituição de dois hidrogênios do carbono ligado à hidroxila por um átomo de oxigênio (formação do ácido carboxílico) provoca um deslocamento da nuvem eletrônica da hidroxila em direção à carbonila, aumentando a polarização da ligação O—H e tornando mais fácil a ionização do hidrogênio.

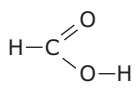
No caso dos ácidos carboxílicos, considere o ácido A—COOH, em que A é um grupo que atrai elétrons. O deslocamento indutivo do par de elétrons compartilhado por A, do átomo de carbono em direção a A, produz um deslocamento secundário dos elétrons das ligações, facilitando a separação do hidrogênio como próton. Se for considerado um ácido B—COOH, sendo B um grupo que repele elétrons, haverá um deslocamento dos elétrons em sentido oposto, diminuindo o grau de ionização. O grupo A seria um grupo elétron-atraente, enquanto B, um grupo elétron-repelente.

Grupos	
Elétron-atraente (A)	**Elétron-repelente (B)**
—Cℓ, —F, —Br, —I, —NO_2, —CN, —COOH, —$COCH_3$, , etc.	—CH_3, —C_2H_5, —NH_2, —OH, —OCH_3, etc.

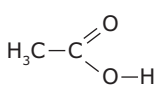
Quando a cadeia carbônica apresenta grupos elétron-atraente, ocorre um efeito indutivo negativo (I–) que facilita a ionização do hidrogênio. Se o grupo for elétron-repelente, responsável pelo efeito indutivo positivo (I+), o ácido se torna mais fraco.

Exemplos:

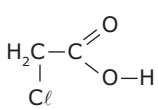
A)



$K_a = 1{,}78 \times 10^{-4}$



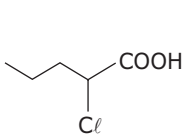
$K_a = 1{,}75 \times 10^{-5}$

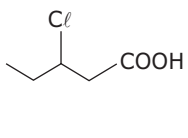


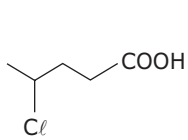
$K_a = 1{,}36 \times 10^{-5}$

O grupo —CH_3 torna o ácido mais fraco, enquanto o cloro torna-o mais forte.

B)

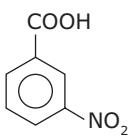


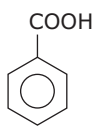


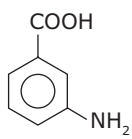


Da esquerda para a direita, diminui o caráter ácido, em virtude do distanciamento do Cℓ (eletron-atraente) da carboxila, diminuindo o efeito I– provocado por ele.

C)

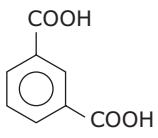


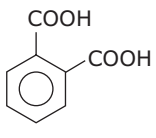


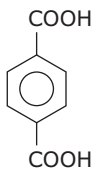


Compostos em ordem decrescente de acidez.

D)

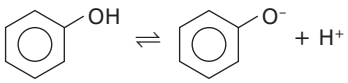




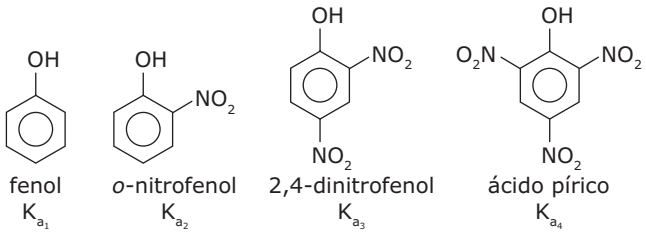


Compostos em ordem decrescente de acidez.

O fenol ou ácido fênico apresenta a hidroxila polarizada, por se ligar diretamente a um grupo elétron-atraente (fenil). Tem, portanto, caráter ácido ($K_a = 1{,}1x10^{-10}$).



Se o hidroxibenzeno (fenol) recebe grupos elétron-atraente, como o $—NO_2$, sua força ácida aumenta. Veja o exemplo a seguir:



fenol K_{a_1} — *o*-nitrofenol K_{a_2} — 2,4-dinitrofenol K_{a_3} — ácido pírico K_{a_4}

$K_{a_4} > K_{a_3} > K_{a_2} > K_{a_1}$

Apesar de os álcoois e alquinos verdadeiros apresentarem caráter ácido, eles possuem K_a menor do que a água ($K_w = 10^{-14}$), sendo, portanto, ácidos mais fracos que ela. Tal força de acidez deve-se ao fato de os álcoois apresentarem grupos elétron-repelente ligados à hidroxila, o que torna a ligação O—H menos polarizada, diminuindo, assim, o grau de ionização desses compostos. Já os alquinos verdadeiros possuem o grupo ≡C—H com a ligação C—H mais polarizada do que em alquenos e em alcanos (devido ao maior caráter s do orbital híbrido sp do carbono, o que lhe garante uma maior eletronegatividade), tornando o hidrogênio mais ionizável. Contudo, devido à polaridade dessa ligação ser menor do que a polaridade da ligação O—H, o grau de ionização dos alquinos é menor que o dos álcoois e, consequentemente, menor do que o da água.

CARÁTER BÁSICO DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

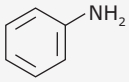
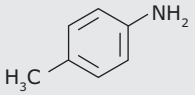
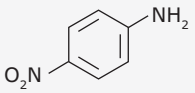
As bases orgânicas mais importantes são as aminas, tendo as aminas não aromáticas (alifáticas) um caráter básico mais acentuado do que a amônia; o contrário ocorre com as aminas aromáticas.

Exemplos:

$CH_3CH_2NH_2 + HC\ell \rightarrow CH_3CH_2NH_3^+ + C\ell^-$

$CH_3NH_2 + BF_3 \rightarrow CH_3NH_2BF_3$

Os grupos elétron-repelente aumentam a força básica da amina e os grupos elétron-atraente diminuem o seu caráter básico.

Composto	K_b	pK_b
NH_3	$1{,}82x10^{-5}$	4,74
CH_3NH_2	$4{,}36x10^{-4}$	3,36
$CH_3CH_2NH_2$	$5{,}62x10^{-4}$	3,25
CH_3NHCH_3	$5{,}13x10^{-4}$	3,29
$(CH_3)_3N$	$5{,}25x10^{-5}$	4,28
	$4{,}17x10^{-10}$	9,38
	$1{,}23x10^{-9}$	8,91
	$1{,}00x10^{-13}$	13,0

Quanto menor o pK_b, maior a K_b e maior a basicidade do composto.

As aminas alifáticas são bases mais fortes que a amônia, pois a afinidade do nitrogênio por próton aumenta devido ao efeito elétron-repelente dos grupos alquila. A densidade eletrônica no nitrogênio aumenta, atraindo o próton com maior intensidade.

Exceção: A trimetilamina é mais fraca que a metilamina e a dimetilamina, apesar de ter 3 grupos $—CH_3$ elétron-repelente.

Quando se introduz um grupo $—CH_3$ na amônia ($pK_b = 4{,}74$), verifica-se que ocorre um aumento da força básica na geração da metilamina ($pK_b = 3{,}36$), em uma determinação feita em solução aquosa. O grupo metila é um grupo elétron-repelente, ou seja, doa densidade eletrônica para o átomo de nitrogênio, fazendo com que seus elétrons não ligantes fiquem mais afastados do núcleo. Dessa forma, os elétrons não ligantes tornam-se mais disponíveis para se coordenarem a um próton, minimizando a repulsão núcleo-núcleo entre o nitrogênio e o hidrogênio coordenado, estabilizando o ácido conjugado formado.

A introdução de um segundo grupo metila aumenta ainda mais a força básica da amina, porém essa segunda introdução, gerando a dimetilamina ($pK_b = 3{,}29$), tem um efeito bem menos acentuado que a introdução do primeiro grupo. Já a introdução de um terceiro grupo metila, gerando a trimetilamina ($pK_b = 4{,}28$), diminui a força básica da amina em água de forma inesperada.

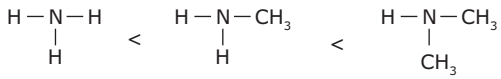
Esse comportamento pode ser explicado pelo fato de que a força básica de uma amina em água não é determinada somente pela disponibilidade do par eletrônico não ligante no átomo de nitrogênio, mas também pela extensão em que o cátion, formado pela aceitação do próton, pode sofrer solvatação e, assim, ficar mais estabilizado.

O ácido conjugado de uma amina é gerado por meio da coordenação entre um próton e o átomo de nitrogênio, gerando um cátion. Quanto mais estável for esse cátion, mais básica será a amina correspondente, pois o equilíbrio ácido-base estará mais favorecido para a produção do cátion, aumentando também a concentração de OH^- no meio, conforme a equação a seguir:

$$R{-}NH_2 + H_2O \rightleftharpoons R{-}NH_3^+ + OH^-$$

A estabilização do ácido conjugado por solvatação (hidratação) é feita via interação intermolecular do tipo ligação de hidrogênio e, quanto mais numerosas e mais intensas forem essas interações, mais estabilizado estará o ácido conjugado. Quanto mais hidrogênios ligados ao nitrogênio do ácido conjugado, maior será a estabilização via ligação de hidrogênio por efeito de solvatação.

A basicidade aumenta na série

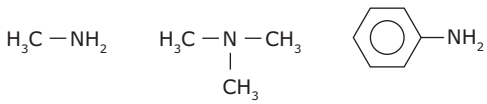


Nesse caso, o efeito elétron-repelente provocado pela introdução de grupos metila, que aumenta a disponibilidade eletrônica no nitrogênio, prepondera sobre o efeito de solvatação do ácido conjugado. Mesmo que o aumento de grupos metila na amina diminua a quantidade e a intensidade de ligações de hidrogênio, o efeito elétron-repelente garante que ocorra o aumento da basicidade na série apresentada. No entanto, quando se introduz um terceiro grupo metila, o efeito da hidratação se torna mais importante e faz com que a trimetilamina fique menos básica que a metilamina e a dimetilamina.

A trimetilamina protonada é solvatada com a formação de ligação de hidrogênio por meio de apenas um hidrogênio, o que a torna menos estável em meio aquoso que a dimetilamina protonada, que interage por meio de dois hidrogênios.

O efeito final do aumento da basicidade pela introdução de sucessivos grupos alquila em uma amina torna-se progressivamente menos acentuado, ocorrendo uma inversão ao passar de uma amina secundária para uma amina terciária em solventes que podem interagir com o soluto por ligações de hidrogênio.

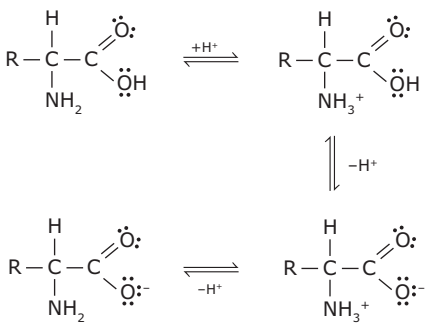
A anilina é mais fraca que a amônia, pois o anel benzênico é elétron-atraente, diminuindo a densidade eletrônica no nitrogênio. O próton será atraído mais fracamente.



Ordem decrescente de basicidade.

Os éteres também apresentam um certo caráter básico, porém menos intenso do que as aminas.

Os aminoácidos, por apresentarem os grupos amina e carboxila, sofrem uma reação de neutralização ácido-base intramolecular e, por isso, existem predominantemente na forma dipolar conhecida como **zwitterion** (do alemão *zwitter* = híbrido + íon), formando um sal interno, e possuem, portanto, propriedades de sais. Além disso, esses compostos apresentam caráter anfótero, ou seja, quando em solução, podem funcionar como ácidos ou como bases, conforme representado na equação a seguir:

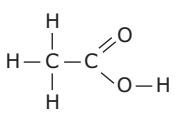


EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UERJ) O vinagre é uma solução aquosa diluída que contém o ácido acético ionizado. As fórmulas molecular e estrutural desse ácido estão representadas a seguir:

Fórmula molecular: $H_4C_2O_2$

Fórmula estrutural:



O segundo membro da equação química que representa **CORRETAMENTE** a ionização do ácido acético aparece na seguinte alternativa:

A) $H^+ + H_3C_2O_2^-$

B) $2H^+ + H_2C_2O_2^{2-}$

C) $3H^+ + HC_2O_2^{3-}$

D) $4H^+ + H_2C_2O_2^{4-}$

02. (UFES) Um ácido carboxílico será tanto mais forte quanto mais estável for sua base conjugada (carboxilato). A base conjugada é normalmente estabilizada pela presença de grupos retiradores de elétrons adjacentes à carbonila, que tendem a reduzir, por efeito indutivo, a densidade de carga sobre o grupo carboxilato. Baseado nessas afirmações, assinale a alternativa que apresenta o ácido **MAIS** forte.

A) CH_3COOH
B) $C\ell CH_2COOH$
C) $C\ell CH_2CH_2COOH$
D) $C\ell_2CHCOOH$
E) HCOOH

03. (UFSM-RS) Relacione as substâncias da coluna A com os valores de K_a na coluna B.

Coluna A

1. Ácido 4-nitrobenzoico
2. Ácido benzoico
3. 4-nitrotolueno
4. Fenol
5. 4-metilfenol
6. 4-metiltolueno

Coluna B

a. $1{,}3x10^{-10}$
b. $6{,}5x10^{-11}$
c. $6{,}3x10^{-5}$
d. $3{,}8x10^{-4}$

A relação **CORRETA** é

A) 1d, 2c, 4a, 5b.
B) 2b, 1a, 3c, 6d.
C) 4a, 6b, 1c, 5d.
D) 1c, 2d, 3a, 6b.
E) 2b, 1d, 4c, 3a.

04. (PUC Minas) Qual das substâncias a seguir apresenta caráter básico **MENOS** acentuado?

A) CH_3NH_2
B) $CH_3CH_2NH_2$
C) CH_3NHCH_3
D) $N(CH_3)_3$
E) NH_3

05. (UFF-RJ) O nitrogênio ocorre em diversas classes de compostos orgânicos, entre as quais uma das mais importantes é a classe das aminas, substâncias orgânicas que reagem com ácidos, formando sais.

A) **EXPLIQUE**, com base em efeitos eletrônicos, por que a dimetilamina é mais básica do que a etilamina.

B) **DÊ** as fórmulas estruturais das aminas trifenilamina, difenilamina e fenilamina, colocando-as em ordem decrescente de basicidade.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

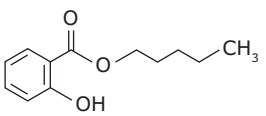
01. A ionização do fenol em água é representada por

$$C_6H_5OH_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + C_6H_5O^-_{(aq)}$$

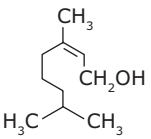
De acordo com a teoria de Arrhenius, o fenol é classificado como

A) sal.
B) ácido.
C) base.
D) composto aromático.

02. (UFV-MG) As estruturas a seguir representam substâncias que são utilizadas em perfumaria por apresentarem odores de flores:



estrutura I



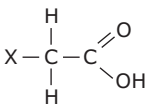
estrutura II

Com relação às estruturas I e II, assinale a alternativa **CORRETA**.

A) I e II representam substâncias classificadas como compostos aromáticos.
B) I e II apresentam a função álcool.
C) A substância I apresenta maior acidez que a substância II.
D) A massa molar de I é menor que a massa molar de II.
E) I e II representam substâncias saturadas.

03. (UERJ) Os ácidos orgânicos, comparados aos inorgânicos, são bem mais fracos. No entanto, a presença de um grupo substituinte, ligado ao átomo de carbono, provoca um efeito sobre a acidez da substância, devido a uma maior ou menor ionização.

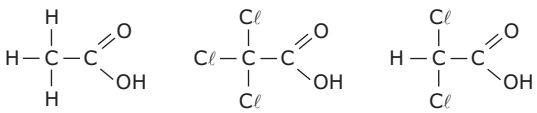
Considere uma substância representada pela estrutura a seguir:



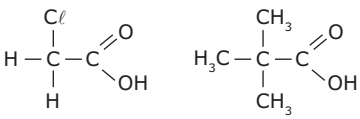
Essa substância estará mais ionizada em um solvente apropriado quando X representar o seguinte grupo substituinte:

A) H B) I C) F D) CH_3

04. (PUC Minas) Dadas as substâncias:



I II III



IV V

A ordem crescente de acidez das substâncias está **CORRETAMENTE** indicada em:

A) V < I < III < II < IV

B) I < V < IV < III < II

C) II < III < IV < I < V

D) IV < III < II < V < I

E) V < I < IV < III < II

05. (ITA-SP) Considere os seguintes ácidos:

I. CH_3COOH

II. CH_3CH_2COOH

III. $CH_2C\ell CH_2COOH$

IV. $CHC\ell_2CH_2COOH$

V. $CC\ell_3CH_2COOH$

Assinale a opção que contém a sequência **CORRETA** para a ordem crescente de caráter ácido.

A) I < II < III < IV < V

B) II < I < III < IV < V

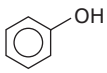
C) II < I < V < IV < III

D) III < IV < V < II < I

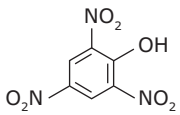
E) V < IV < III < II < I

06. (UEM-PR) Dados os compostos a seguir, assinale o que for **CORRETO**.

I) $CH_3CH(CH_3)CH_2OH$

II) 

III) $CH_3CH_2CH_2COOH$

IV) 

V) $CH_3CH_2CHC\ell COOH$

01. A maior acidez do composto V em relação ao III é justificada pela possibilidade de ressonância do cloro com o carbono carbonílico.

02. O hidroxibenzeno, ou fenol, apresenta uma acidez maior do que a dos álcoois alifáticos e dos ácidos carboxílicos.

04. A acidez do composto IV é menor do que a acidez do composto II devido ao poder desativante dos substituintes nitro ligados ao anel.

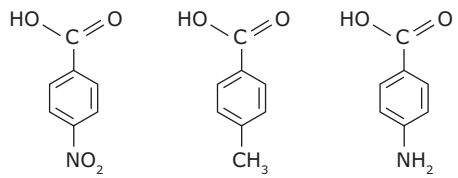
08. O ácido 1-clorobutanoico é o de maior acidez, se comparado aos compostos I, II, III e IV.

16. A presença de substituintes doadores de elétrons, ligados nas posições "orto" e "para" do hidroxibenzeno, diminui a acidez do hidroxibenzeno.

32. Com relação à acidez, o 2-metilpropanol é o ácido mais fraco entre os compostos dados.

Soma ( )

07. Ácidos orgânicos são utilizados, na indústria química e de alimentos, como conservantes. Considere os seguintes ácidos orgânicos:



I II III

A ordem crescente de acidez destes compostos em água é:

A) I < II < III

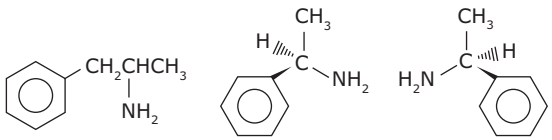
B) II < I < III

C) III < II < I

D) II < III < I

E) I < III < II

08. (UEG-GO–2006) As aminas são compostos orgânicos que, muitas vezes, apresentam significativas atividades biológicas. Por exemplo, a anfetamina é um estimulante muito perigoso, e o seu uso em atividades esportivas é considerado *doping*. Considerando a estrutura da anfetamina na figura a seguir, julgue as afirmativas posteriores.



anfetamina A B

I. As estruturas A e B representam os enantiômeros da anfetamina.

II. A anfetamina apresenta caráter básico.

III. A anfetamina é uma amina secundária.

Assinale a alternativa **CORRETA**.

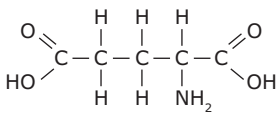
A) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.

B) Apenas as afirmativas I e III são verdadeiras.

C) Apenas as afirmativas II e III são verdadeiras.

D) Apenas a afirmativa II é verdadeira.

09. (UFPA) Um produto comercial utilizado para realçar o sabor dos alimentos é derivado da seguinte substância:



Considerando a estrutura anterior, responda:

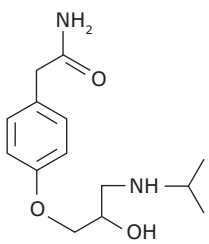
A) Quais as funções químicas presentes?

B) Qual o tipo de isomeria que nela ocorre?

C) Qual o grupo funcional presente que tem maior caráter básico e qual o que tem maior caráter ácido?

10. (UFOP-MG) A ternomina (IV) é uma droga utilizada no tratamento da pressão sanguínea alta. Ela atua seletivamente no coração.

Baseando-se na estrutura dada a seguir, responda aos itens.



A) **EXPLIQUE** o comportamento da ternomina frente à luz plano-polarizada.

B) **COMENTE** sobre a possibilidade ou não da existência de ligações de hidrogênio do tipo intramolecular.

C) Qual dos grupos "amino" apresenta maior basicidade? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

D) Além da função amina, quais as outras três funções presentes?

11. Qual é a base mais forte?

A) Amônia

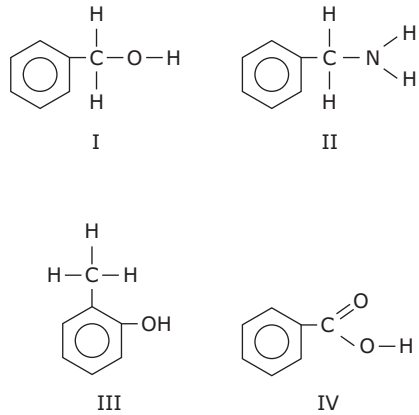
B) Metilamina

C) Dimetilamina

D) Anilina

E) Todas têm a mesma força.

12. (Cesgranrio)



I II III IV

De acordo com a teoria Ácido-base de Brönsted-Lowry, "ácido é toda substância capaz de ceder prótons (H^+)". Assim, na série de compostos orgânicos anteriores, a sequência **CORRETA** em ordem decrescente de acidez é:

A) I > II > III > IV

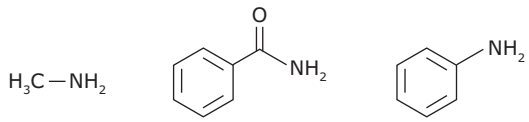
B) II > I > IV > III

C) III > IV > I > II

D) IV > III > I > II

E) IV > III > II > I

13. (UFRJ) O odor característico do peixe resulta da liberação de metilamina, que é uma base orgânica. Na cozinha, é comum o uso de limão para minimizar esse odor, o que se fundamenta na reação de neutralização da amina, devido ao pH ácido do suco do limão.



I II III

Utilizando o critério de basicidade dos compostos orgânicos nitrogenados, ao colocarmos as substâncias anteriores em ordem decrescente de basicidade, obteremos a seguinte ordenação para os compostos:

A) II, III, I
B) I, II, III
C) II, I, III
D) III, II, I
E) I, III, II

14. (UFAM–2010 / Adaptado) Na química orgânica, ácidos carboxílicos são ácidos orgânicos caracterizados pela presença do grupo carboxila (RCOOH; em que R é um radical orgânico alquila, alquenila, arila ou hidrogênio.). São ácidos fracos, mas estão entre os compostos orgânicos mais ácidos. Apresentam tipicamente pK_a entre 4 e 6 contra 16-20 para álcoois, aldeídos e cetonas e 25 para os prótons acetilênicos. Podemos atribuir essa elevada acidez

A) aos dois átomos eletronegativos de oxigênio que tendem a estabilizar o ânion por efeito indutivo.
B) ao ânion carboxilato originado pela desprotonação do ácido e que é fortemente estabilizado pela cadeia carbônica.
C) ao ânion carboxilato originado pela desprotonação do ácido e que é fortemente estabilizado por ressonância.
D) à dissociação completa em solução aquosa a temperatura ambiente.
E) à desprotonação de sua cadeia carbônica, deixando-a estabilizada por ressonância.

15. (UFG) Acidez e basicidade são propriedades importantes nas reações orgânicas. Considerando-se os efeitos eletrônicos, **DETERMINE** no conjunto A qual é o composto mais ácido e no conjunto B qual é o composto mais básico. **JUSTIFIQUE** a sua resposta.

Conjunto A: $H_3C—COOH$; $C\ell CH_2—COOH$; $C\ell_2CH—COOH$

Conjunto B: NH_3; H_2NCH_3; $(H_3C)_2NH$

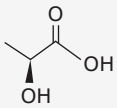
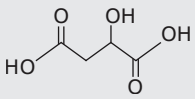
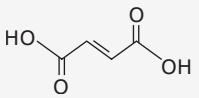
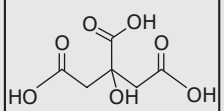
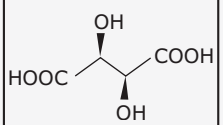
SEÇÃO ENEM

01.

Alimentos acidificados e acidificação

A acidificação é um modo de preservar os produtos alimentares. Além de prevenir o crescimento bacteriano, a acidificação ajuda a manter a qualidade desejada de um produto. Pepinos, alcachofras, couve-flor e peixes são exemplos de alimentos pouco ácidos que normalmente sofrem acidificação. Se a acidificação não for bem controlada a um pH 4,6 ou abaixo, a bactéria *Clostridium botulinum*, que produz uma perigosa toxina, pode crescer em certos alimentos.

Muitos destes aditivos são constituintes naturais:

Substância	Estrutura	Alguns dos gêneros alimentícios em que são utilizados	pK_a
Ácido acético		Peixe, manteiga, margarina, queijo e óleo de cozinha	$pK_a = 4,74$
Ácido láctico		Queijo, leite, carne, saladas, molhos e bebidas	$pK_a = 3,85$
Ácido málico		Conservas de fruta, vegetais e legumes, doces, geleias, legumes congelados	$pK_{a_1} = 3,40$ $pK_{a_2} = 5,13$
Ácido fumárico		Pão, bebidas de fruta, recheios para tortas, carnes de aves, vinho, compotas, geleias	$pK_{a_1} = 3,03$ $pK_{a_2} = 4,44$
Ácido cítrico		Frutas e produtos hortícolas (limões e limas), refrigerantes	$pK_{a_1} = 3,15$ $pK_{a_2} = 4,77$ $pK_{a_3} = 6,40$
Ácido tartárico		Produtos de pastelaria, doces, geleias, sucos e vinhos	$pK_{a_1} = 2,98$ $pK_{a_2} = 4,34$

Disponível em: <http://www.eufic.org/article/pt/seguranca-e-qualidade-alimentar/aditivos-alimentares/artid/Reguladores-de-acidez-Produtos-multiuso>. Acesso em: 26 maio 2010 (Adaptação).

Considerando-se concentrações iguais dos ácidos anteriores para o controle do *Clostridium botulinum*,

A) a utilização do ácido acético é a menos indicada, pois ele é o ácido mais fraco.
B) a utilização do ácido acético é equivalente à utilização do ácido láctico.
C) os ácidos policarboxílicos são menos eficazes para manter o pH inferior a 4,6.
D) os ácidos hidroxilados são menos indicados, pois são ácidos que apresentam caráter básico.
E) a utilização do ácido tartárico é a menos indicada, pois ele é o ácido mais fraco.

GABARITO

Fixação

01. A

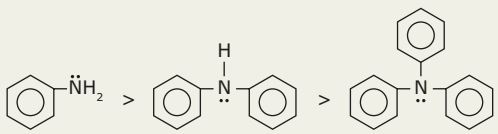
02. D

03. A

04. E

05. A) Os grupos alquila apresentam efeito indutivo positivo, deixando mais disponível o par de elétrons do nitrogênio para atrair um próton.

B)



fenilamina > difenilamina > trifenilamina

Propostos

01. B

02. C

03. C

04. E

05. B

06. Soma = 56

07. C

08. D

09. A) Ácido carboxílico e amina.

B) Isomeria plana (função, cadeia e posição) e isomeria óptica.

C) O grupo amino confere basicidade ao composto, enquanto o grupo carboxila confere acidez.

10. A) A ternomina é uma molécula assimétrica, pois possui somente um centro estereogênico (carbono quiral). Ao incidirmos a luz plano-polarizada em uma solução dessa substância, pode ocorrer um desvio do plano de polarização da luz, se a solução não for racêmica.

B) É possível a existência de ligações de hidrogênio do tipo intramolecular devido à proximidade dos átomos de hidrogênio ligados ao nitrogênio e aos átomos de oxigênio na molécula.

C) O grupo amino dissubstituído da função amina apresenta maior caráter básico devido à estrutura circundante constituída por grupos elétron-repelente, ligados ao nitrogênio.

D) Amida, éter, álcool.

11. C

12. D

13. E

14. C

15. O composto mais ácido no conjunto A é o ácido dicloroetanoico, enquanto o mais básico no conjunto B é a dimetilamina. Isso ocorre devido ao fenômeno do efeito indutivo provocado pelos grupos ligados à cadeia desses compostos: no ácido, os cloros causam efeito indutivo negativo, aumentando o poder ionizante e, consequentemente, a acidez; no conjunto B, os grupos metil são responsáveis pelos efeitos indutivos positivos que aumentam a basicidade.

Seção Enem

01. A

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

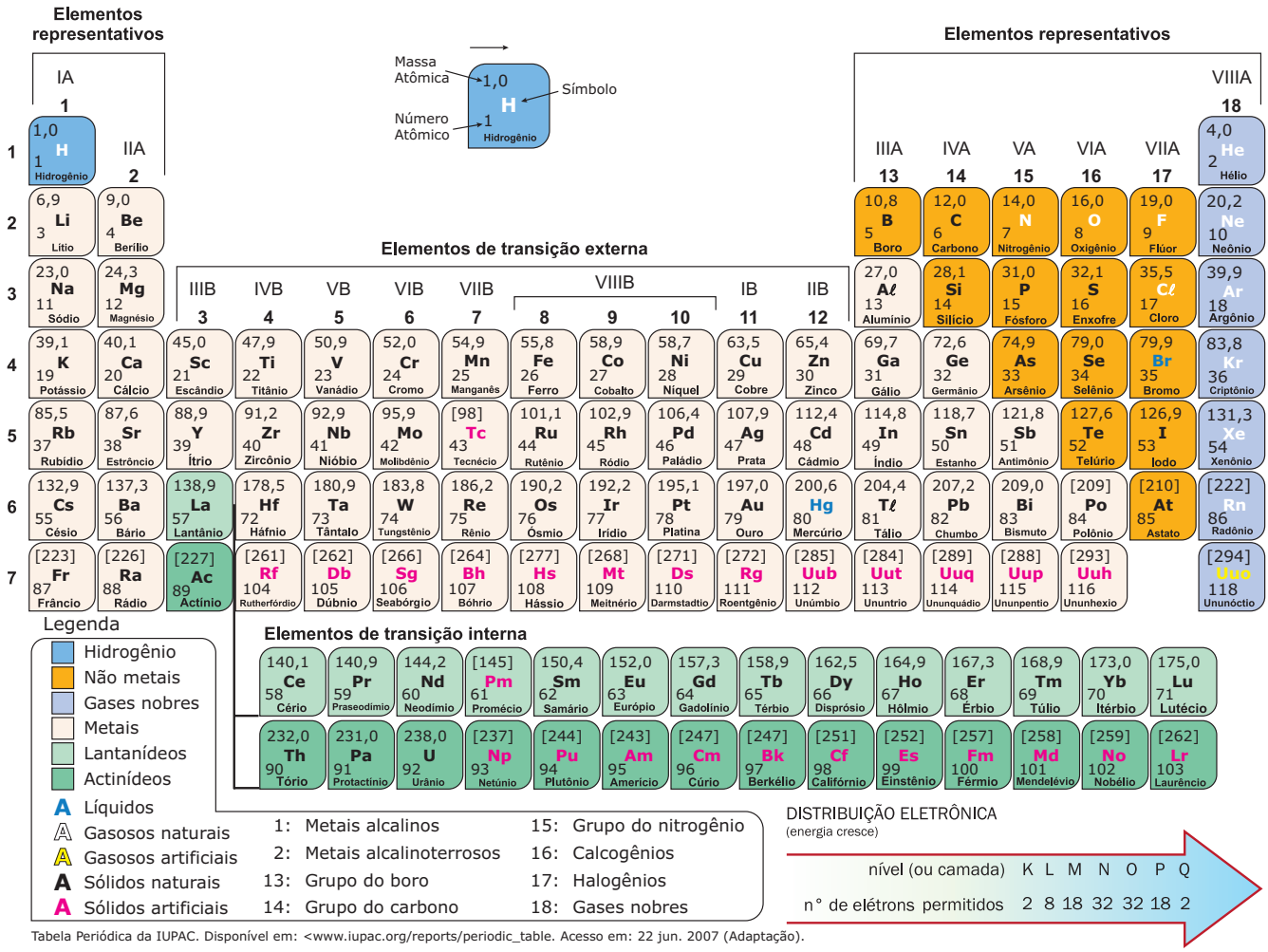


Tabela Periódica da IUPAC. Disponível em: <www.iupac.org/reports/periodic_table. Acesso em: 22 jun. 2007 (Adaptação).

PROPRIEDADES GERAIS DAS SUBSTÂNCIAS

	Iônica	Molecular	Covalente	Metálica
Unidades	cátions e ânions	moléculas	átomos	cátions metálicos
Exemplos	NaCℓ, MgO, $CaCO_3$	H_2O, I_2, CO_2	diamante, quartzo, grafita	Na, Mg, Fe
Forças de coesão entre as unidades	atração eletrostática (ligação iônica)	interações intermoleculares	ligações covalentes	atração eletrostática entre os cátions metálicos e o mar de elétrons livres (ligação metálica)
Dureza	duras, porém quebradiças	macias	muito duras (exceto a grafita)	de macias a duras, maleáveis
Ponto de Fusão	alto	baixo	muito alto	de baixo a alto
Condutividade elétrica	alta quando fundidas ou em soluções aquosas	quase nula	quase nula (exceto a grafita)	alta
Solubilidade em água dos compostos sólidos	em geral, são solúveis	moléculas polares geralmente são solúveis	insolúveis	insolúveis

SOLUBILIDADE DOS SAIS EM ÁGUA

Substância	Regra geral	Exceção
Nitratos ⇒ NO_3^-	Solúveis	
Acetatos ⇒ CH_3COO^-	Solúveis	Ag^+(*)
Cloretos ⇒ $C\ell^-$ Brometos ⇒ Br^- Iodetos ⇒ I^-	Solúveis	Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Fluoretos ⇒ F^-	Insolúveis	Ag^+, NH_4^+ e alcalinos
Hidróxidos ⇒ OH^-	Insolúveis	Alcalinos, NH_4^+, Ca^{2+}(*), Sr^{2+}(*) e Ba^{2+}(*)
Sulfetos ⇒ S^{2-}	Insolúveis	NH_4^+, alcalinos e alcalinoterrosos(*)
Sulfatos ⇒ SO_4^{2-}	Solúveis	Ca^{2+}(*), Sr^{2+}(*), Ba^{2+}(*), Pb^{2+}, Ag^+(*) e Hg^{2+}
Fosfatos ⇒ PO_4^{3-} Carbonatos ⇒ CO_3^{2-} Sulfitos ⇒ SO_3^{2-} Oxalatos ⇒ $C_2O_4^{2-}$	Insolúveis	NH_4^+ e alcalinos
Compostos de alcalinos Compostos de amônio	Solúveis	$KC\ell O_4$

(*) = Parcialmente solúvel

FILA DE REATIVIDADE

ordem decrescente

METAIS Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Aℓ, Mn, Zn, Cr, Cd, Co, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au
(metais nobres)

NÃO METAIS F, Cℓ, Br, I, S

ESCALA DE ELETRONEGATIVIDADE

F	O	N	Cℓ	Br	I	S	C	Au	Se	Pt	Ru	Rh	Pd	At	Os	Ir	P	H	Te	As	B	Po
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,4	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,1	2,1	2,1	2,0	2,0	2,0

ordem decrescente

NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

Prefixo		Infixo	Sufixo
Número de carbonos na cadeia principal		Tipo de ligação entre carbonos	Função a que o composto pertence
Nº de carbonos		**Tipo de ligação**	**Funções**
1 C → met	11 C → undec	saturada → an	hidrocarbonetos → o
2 C → et	12 C → dodec	insaturadas entre carbonos:	álcoois → ol
3 C → prop	13 C → tridec		éter → ílico (usual)
4 C → but	15 C → pentadec	1 dupla → en	aldeído → al
5 C → pent	20 C → icos	1 tripla → in	cetona → ona
6 C → hex	30 C → triacont	2 duplas → adien	ácidos carboxílicos → oico
7 C → hept	40 C → tetracont	2 triplas → adiin	amina → amina
8 C → oct	50 C → pentacont		amida → amida
9 C → non	80 C → octacont	1 dupla e 1 tripla → enin	nitrila → nitrila
10 C → dec	100 C → hect		anidrido → oico

Se o composto for cíclico, receberá o prenome → ciclo

NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

Ácidos

Hidrácidos:

ácido *(nome do ânion menos -eto)* + ídrico

$C\ell^-$ → ânion cloreto — $HC\ell$ → ácido clorídrico

Oxiácidos:

A) Quando o elemento forma um único oxiácido:

ácido *(nome do ânion menos -ato)* + ico

CO_3^{2-} → ânion carbonato — H_2CO_3 → ácido carbônico

B) Quando o elemento forma mais de um oxiácido (NOx variável):

quando o NOx for igual a +7	ácido per *(nome do ânion menos -ato)* + ico

$C\ell O_4^-$ → ânion perclorato — $HC\ell O_4$ → ácido perclórico

quando o NOx for igual a +6 ou +5	ácido *(nome do ânion menos -ato)* + ico

$C\ell O_3^-$ → ânion clorato — $HC\ell O_3$ → ácido clórico (NOx = +5)
SO_4^{2-} → ânion sulfato — H_2SO_4 → ácido sulfúrico (NOx = +6)

quando o NOx for igual a +4 ou +3	ácido *(nome do ânion menos -ito)* + oso

$C\ell O_2^-$ → ânion clorito — $HC\ell O_2$ → ácido cloroso (NOx = +3)
SO_3^{2-} → ânion sulfito — H_2SO_3 → ácido sulforoso (NOx = +4)

quando o NOx for igual a +1	ácido hipo *(nome do ânion menos -ito)* + oso

$C\ell O^-$ → ânion hipoclorito — $HC\ell O$ → ácido hipocloroso

Bases

hidróxido de *(nome do elemento)*

$Mg(OH)_2$ → hidróxido de magnésio

Quando o elemento apresenta mais de um NOx, devemos utilizar a notação de Stock:

AuOH → hidróxido de ouro (I)
$Au(OH)_3$ → hidróxido de ouro (III)

Óxidos

A) Quando o elemento forma apenas um óxido (NOx fixo):

óxido de *(nome do elemento)*

CaO → óxido de cálcio

B) Quando o elemento forma dois ou mais óxidos (NOx variável):

Sistemática (prefixos gregos)

FeO → monóxido de monoferro ou óxido de ferro
Fe_2O_3 → trióxido de diferro

Notação de Stock (NOx – Algarismos romanos)

Essa notação é útil quando se quer especificar o estado de oxidação do elemento.

Fe_2O_3 → óxido de ferro (III)
FeO → óxido de ferro (II)

– O prefixo mono pode ser omitido antes do nome do elemento e, algumas vezes, também antes da palavra óxido, desde que não resulte em ambiguidade. Isso também pode ocorrer com os demais prefixos.

Sais normais

(nome do ânion) de *(nome do cátion)*

K_2CO_3 → carbonato de potássio
$Mg(C\ell O_3)_2$ → clorato de magnésio

Para elementos que apresentam mais de um NOx, utilize a notação de Stock:

$FeSO_4$ → sulfato de ferro (II)
$Fe_2(SO_4)_3$ → sulfato de ferro (III)

Hidrogeno-Sais

Adição do prefixo hidrogeno ao nome do sal normal, acrescido dos prefixos mono, di, tri, etc.

$NaHCO_3$ → (mono)hidrogenocarbonato de sódio
KH_2PO_4 → di-hidrogenofosfato de potássio

Hidroxi-Sais

Adição do prefixo hidroxi ao nome do sal normal, acrescido dos prefixos mono, di e tri.

$Cu_2(OH)_3C\ell$ → tri-hidroxicloreto de cobre (II)

Sais duplos e triplos

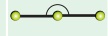
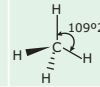
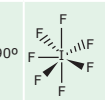
Em geral, os cátions são colocados da esquerda para a direita, em ordem decrescente de eletronegatividade.

$KNaSO_4$ → sulfato (duplo) de potássio e sódio
$PbC\ell F$ → cloreto-fluoreto de chumbo (II)
$Cs_2CuPb(NO_3)_6$ → nitrato (triplo) de dicésio, cobre (II) e chumbo (II)

NOX USUAIS

Elementos	NOx	Ocorrência	Exemplos
IA(1) ⇒ Metais alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	+1	Substâncias compostas	$K_2Cr_2O_7$ $NaC\ell$ KOH
IIA(2) ⇒ Metais alcalino-terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	+2	Substâncias compostas	CaO $BeC\ell_2$ $BaSO_4$
VIA(16) ⇒ Calcogênios: S, Se e Te	–2	Substâncias binárias em que o calcogênio é o elemento mais eletronegativo	H_2S CS_2 CaSe
VIIA(17) ⇒ Halogênios: F, Cℓ, Br e I	–1	Substâncias binárias em que o halogênio é o elemento mais eletronegativo	OF_2 $NaC\ell$ $HC\ell$
Ag ⇒ Prata	+1	Substâncias compostas	$AgNO_3$ $AgC\ell$ AgCN
Zn ⇒ Zinco	+2	Substâncias compostas	$Zn(OH)_2$ $ZnC\ell_2$ ZnO
Aℓ ⇒ Alumínio	+3	Substâncias compostas	$A\ell_2S_3$ $A\ell C\ell_3$ $A\ell_2(SO_4)_3$
H ⇒ Hidrogênio	+1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento menos eletronegativo	H_2O NH_3 H_2SO_4
	–1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento mais eletronegativo	SiH_4 CaH_2
O ⇒ Oxigênio	+2	Em fluoretos	OF_2
	+1	Em fluoretos	O_2F_2
	–1	Em peróxidos (compostos binários)	H_2O_2 Na_2O_2
	$-\frac{1}{2}$	Em superóxidos (compostos binários)	CaO_4 Na_2O_4
	–2	Em óxidos (compostos binários)	H_2O Na_2O
	–2	Excetuando-se os casos anteriores	$K_2Cr_2O_7$ $KMnO_4$ H_2SO_4

GEOMETRIA DAS MOLÉCULAS

Nº de átomos que se ligam	Geometria molecular	Forma da molécula	Ângulos	Exemplos
2	Linear		180º	$HC\ell$
3	Linear		180º	CO_2
	Angular (com presença de elétrons não ligantes no átomo central)		variável	H_2O
4	Trigonal plana		120º	HCHO
	Piramidal (com presença de um par de elétrons não ligantes no átomo central)		variável	NH_3
5	Tetraédrica		109º28′	 CH_4
6	Bipirâmide trigonal		120º e 90º	$PC\ell_5$
7	Octaédrica		90º	SF_6
8	Bipirâmide pentagonal		72º e 90º	 IF_7

Geometria	Condição: ligantes ao átomo central	Polaridade
Linear, trigonal plana, tetraédrica e bipiramidal	Iguais	Apolar
	Diferentes	Polar
Angular e piramidal	Iguais ou diferentes	Polar

NOx	Ânion	Nome
Halogênios		
–1	F^-	fluoreto
–1	$C\ell^-$	cloreto
–1	Br^-	brometo
–1	I^-	iodeto
+1	$C\ell O^-$	hipoclorito
+3	$C\ell O_2^-$	clorito
+5	$C\ell O_3^-$	clorato
+7	$C\ell O_4^-$	perclorato
+1	BrO^-	hipobromito
+5	BrO_3^-	bromato
+1	IO^-	hipoiodito
+5	IO_3^-	iodato
+7	IO_4^-	periodato
Nitrogênio		
+3	NO_2^-	nitrito
+5	NO_3^-	nitrato
Carbono		
+2	CN^-	cianeto
+4	CNO^-	cianato
+4	CNS^-	tiocianato
–3 e +3	H_3CCOO^-	acetato
+4	CO_3^{2-}	carbonato
+4	HCO_3^-	bicarbonato
+3	$C_2O_4^{2-}$	oxalato
Enxofre		
–2	S^{2-}	sulfeto
+4	SO_3^{2-}	sulfito
+6	SO_4^{2-}	sulfato
+2	$S_2O_3^{2-}$	tiossulfato
+7	$S_2O_8^{2-}$	persulfato
Fósforo		
+1	$H_2PO_2^-$	hipofosfito
+3	HPO_3^{2-}	fosfito
+5	PO_4^{3-}	(orto)fosfato
+5	PO_3^-	metafosfato
+5	$P_2O_7^{4-}$	pirofosfato
Outros		
–1	H^-	hidreto
–2	O^{2-}	óxido
–1	O_2^{2-}	peróxido
–2	OH^-	hidróxido
+3	$Fe(CN)_6^{3-}$	ferricianeto
+2	$Fe(CN)_6^{4-}$	ferrocianeto
+6	CrO_4^{2-}	cromato
+6	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
+7	MnO_4^-	permanganato
+6	MnO_4^{2-}	manganato
+4	MnO_3^{2-}	manganito
+3	AlO_3^-	aluminato
+2	ZnO_2^{2-}	zincato
+4	SiO_3^{2-}	metassilicato
+6	SiO_4^{4-}	(orto)silicato
+2	SnO_2^{2-}	estanito
+4	SnO_3^{2-}	estanato
+2	PbO_2^{2-}	plumbito
+4	PbO_3^{2-}	plumbato
+3	AsO_3^{3-}	arsenito
+5	AsO_4^{3-}	arseniato
+3	SbO_3^{3-}	antimonito
+3	BO_3^{3-}	borato
+4	SiF_6^{2-}	fluorsilicato

Cátion	Nome
NH_4^+	amônio
H^+	hidrogênio
H_3O^+	hidroxônio
$A\ell^{3+}$	alumínio
Ba^{2+}	bário
Bi^{3+}	bismuto
Cd^{2+}	cádmio
Ca^{2+}	cálcio
Pb^{2+}	chumbo (II)
Pb^{4+}	chumbo (IV)
Co^{2+}	cobalto (II)
Co^{3+}	cobalto (III)
Cu^+	cobre (I)
Cu^{2+}	cobre (II)
Cr^{2+}	cromo (II)
Cr^{3+}	cromo (III)
Sn^{2+}	estanho (II)
Sn^{4+}	estanho (IV)
Fe^{2+}	ferro (II)
Fe^{3+}	ferro (III)
La^{3+}	lantânio
Li^+	lítio
Mn^{2+}	manganês (II)
Mn^{3+}	manganês (III)
Mn^{4+}	manganês (IV)
Hg_2^{2+}	mercúrio (I)
Hg^{2+}	mercúrio (II)
Ni^{2+}	níquel (II)
Ni^{3+}	níquel (III)
Au^+	ouro (I)
Au^{3+}	ouro (III)
Pt^{2+}	platina (II)
Pt^{4+}	platina (IV)
K^+	potássio
Ag^+	prata
Ra^{2+}	rádio
Rb^+	rubídio
Na^+	sódio
Ti^{4+}	titânio (IV)
Zn^{2+}	zinco